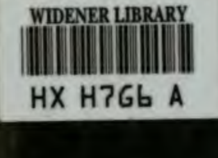




JOURNAL

DE PHARMACIE

ET

DE CHIMIE.

TROISIÈME SÉRIE.

TOME NEUVIÈME.

PARIS. — IMPRIMERIE DE FAIN ET THUNOT,
Rue Racine, 28, près de l'Odéon.

JOURNAL

DE

PHARMACIE ET DE CHIMIE

PAR

MM. BOULLAY, J. P. BOUDET, J. J. VIREY, BUSSY,
SOUBEIRAN, HENRY, F. BOUDET,
CAP, BOUTRON-CHARLARD ET FREMY.

CONTENANT

LE BULLETIN DES TRAVAUX DE LA SOCIÉTÉ DE PHARMACIE DE PARIS

ET DE LA SOCIÉTÉ D'ÉMULATION

ET SUIVI

D'UN COMPTE RENDU

DES TRAVAUX DE CHIMIE,

PAR

M. Charles GERHARDT.

Troisième série.

TOME NEUVIÈME.



PARIS.

FORTIN, MASSON ET CIE,

Libraires des Sociétés savantes près le Ministère de l'Instruction publique,

PLACE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE.

1846.

JOURNAL

DE PHARMACIE

ET

DE CHIMIE.

IIIe SÉRIE. — TOME IX. ANNÉE 1846, 1re PARTIE,

Chimie.

Recherches chimiques sur le jaune d'œuf,

Par M. Gobley, professeur agrégé à l'École de Pharmacie.

Mémoire présenté à l'Académie royale des sciences.

La connaissance exacte des éléments qui entrent dans la composition chimique du jaune d'œuf présente un grand intérêt au point de vue du développement physiologique. Des travaux importants avaient déjà éclairé ce point de la science, mais ces recherches me paraissant incomplètes, j'ai cru utile de les reprendre pour les contrôler et les compléter, s'il était possible. Tel est le but de ce travail.

Avant de faire connaître les résultats que j'ai obtenus, je passerai rapidement en revue les travaux qui ont été faits sur cette partie importante de l'œuf. Jonh, chimiste allemand, paraît être le premier qui se soit occupé de recherches sérieuses sur le jaune d'œuf. Les chimistes qui l'on précédé le considéraient comme formé seulement d'eau, d'albumine, d'huile, de gélatine et de matière colorante; telle était l'opinion de Macquer, de Fourcroy et de Thomson. Jonh a conclu de ses expériences, publiées en 1811, que le jaune d'œuf était composé d'eau, d'une huile douce jaune, de traces d'acide libre qu'il présuma être de l'acide phosphorique, d'une petite quantité d'une matière d'un

brun rouge, soluble dans l'éther et dans l'alcool, de gélatine, de beaucoup d'une substance albumineuse modifiée, et de soufre.

Plus tard en 1825, Prout, dans un travail très-remarquable sur les changements qu'éprouvent les principes constituants de l'œuf pendant l'incubation, trouva qu'avant cette époque le jaune d'œuf était formé sur 100 parties, de 54 d'eau, 17 d'albumine et 29 d'huile, et de plus qu'il contenait du soufre, du phosphore, des chlorures de sodium et de potassium, des carbonates de potasse et de soude, de la chaux et de la magnésie en partie à l'état de carbonates.

Le jaune d'œuf présente, comme on le sait, une couleur jaune orangée. M. Chevreul a pensé qu'elle était due à la réunion de deux principes colorants, l'un jaune, et l'autre rouge; puis par un ingénieux rapprochement il a assimilé le premier à la matière jaune de la bile, et le second à la matière rouge du sang.

Enfin M. Lecanu découvrit en 1829, dans l'huile d'œuf, une matière grasse, cristallisable, non saponifiable, qu'il considéra comme de la cholestérine.

Tel était l'état de nos connaissances sur le jaune d'œuf lorsque j'ai entrepris le travail que je viens soumettre au jugement de l'Académie.

Pour rendre l'exposition des faits plus facile, je commencerai par donner la composition du jaune d'œuf, je parlerai ensuite des propriétés des corps qui le constituent.

Les corps que j'ai retirés du jaune d'œuf sont :

1° Eau;

2° Matière albumineuse ou vitelline;

3° Oléine;

4° Margarine;

5° Cholestérine;

6° Acide margarique;

7° Acide oléique;

8° Un acide particulier contenant du phosphore, et qui n'est autre chose que l'acide phosphoglycérique.

9° De l'acide lactique et de l'extrait de viande;

10° Des sels tels que chlorure de sodium, chlorure de potassium, chlorhydrate d'ammoniaque, sulfate de potasse, phosphate de chaux et phosphate de magnésie;

11° Une matière colorante jaune, une matière colorante rouge ;

12° Une matière organique azotée qui ne paraît pas être de l'albumine.

Les acides oléique, margarique et phosphoglycérique m'ont paru être combinés avec l'ammoniaque.

M. Berzélius, en raison de la facilité avec laquelle l'huile d'œuf rancit, pense que le jaune d'œuf contient des acides gras volatils ; je n'ai pu constater la présence de ces acides ; je n'ai pu constater non plus la présence de la gélatine, que quelques chimistes y ont rencontrée ; je n'ai trouvé de soufre que dans la matière albumineuse.

Je vais passer maintenant à l'histoire particulière des corps que je viens d'énumérer.

Eau.

Pour connaître la quantité d'eau que renferme le jaune d'œuf, on le chauffe au bain-marie, en ayant soin d'agiter continuellement, jusqu'à ce qu'il ne perde plus de son poids. Avant de le soumettre à cette opération, il faut le priver entièrement de l'albumine qui l'entoure. Le procédé est fort simple : il consiste à mettre le jaune d'œuf sur un linge, et à l'y faire glisser jusqu'à ce qu'il cesse de le mouiller ; c'est avec le jaune d'œuf ainsi débarrassé de toute albumine, que j'ai fait mes expériences.

Dans une première expérience, 191 grammes de jaune d'œuf ont perdu 100 grammes d'eau, soit 52,356 pour 100.

Dans une seconde, 211 gr., ont perdu 108 gr. ; soit 51,184 pour 100. Enfin 123 gr. de jaune d'œuf ont perdu 82 gr. d'eau ; soit 50,925 pour 100.

La moyenne de la quantité d'eau perdue par 100 parties de jaune d'œuf est de 51,486.

Pendant l'évaporation, on voit le jaune d'œuf prendre peu à peu de la consistance, et se transformer en une pâte assez ferme et tenace. Il devient ensuite pulvérulent et huileux à la surface ; dans cet état, il a perdu la moitié environ de son poids d'eau. En continuant de chauffer, la masse se transforme en une bouillie assez liquide qui redevient pulvérulente par le refroidissement. Le jaune d'œuf paraît alors avoir perdu toute l'eau qu'il contenait,

cir en le tenant exposé pendant longtemps à l'action de la chaleur, il ne diminue plus de poids.

Matière albumineuse ou vitelline.

La matière albumineuse du jaune d'œuf a été considérée dans ces derniers temps par M. Jones, d'une part, par MM. Dumas et Cahours, de l'autre, comme différente de l'albumine; ces chimistes lui ont donné le nom de *vitelline.*

La vitelline, telle que l'ai obtenue, c'est-à-dire coagulée, est solide, incolore, inodore, insipide; chauffée en vases clos, elle donne des produits ammoniacaux; chauffée à feu nu, elle se boursoufle en répandant une odeur de plumes brûlées, noircit, s'enflamme, et laisse un charbon difficile à incinérer. Elle est insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; elle se dissout dans l'acide chlorhydrique en lui communiquant une belle coloration bleue; mise en contact avec de l'eau de potasse, elle se transforme à froid en une gelée transparente qui se liquéfie lorsqu'on élève la température. Si l'on arrête l'action de la chaleur, dès qu'on s'aperçoit qu'il se dégage de l'hydrogène sulfuré par l'addition d'un acide, il se produit par la neutralisation avec l'acide acétique, un précipité gélatineux, grisâtre et diaphane qui, privé de tous les sels alcalins par les lavages à l'eau, n'est autre chose que de la protéine.

La vitelline contient du soufre et du phosphore : 2gr.,585 de vitelline m'ont donné 0gr.,210 de sulfate de baryte et 0gr.,180 de phosphate de baryte, ce qui répond à 1,17 pour 100 de soufre, et à 1,02 pour 100 de phosphore.

La vitelline a été préparée par MM. Dumas et Cahours en traitant le jaune d'œuf desséché par l'éther; je l'ai obtenue tout à fait blanche et exempte de matière grasse en traitant par l'alcool bouillant le jaune d'œuf privé d'albumine, et séché à l'air. Les traitements alcooliques avaient été continués jusqu'à l'entière décoloration de la vitelline.

Pour préparer le jaune d'œuf, on l'étend en couche mince avec un pinceau sur des assiettes que l'on abandonne à l'air pendant 24 heures. Il perd, par cette opération, 45 pour 100 d'eau environ, et forme à la surface de ces vases une couche solide que l'on détache par lambeaux avec une lame de platine. Ce procédé de

dessiccation offre le grand avantage de priver le jaune d'œuf de la majeure partie de l'eau qu'il renferme sans qu'on soit forcé d'employer la chaleur. Ainsi préparé, le jaune d'œuf peut être conservé longtemps sans altération.

Dans une première expérience, 113 gr. de jaune d'œuf ont donné 19 gr. de matière albumineuse, soit 16,810 pour 100. Dans une seconde, 95 gr. jaune d'œuf ont donné 15gr.,800 de matière albumineuse, soit 16,631 pour 100. Enfin dans une troisième, 191 gr. ont fourni 31 gr. de vitelline, ou 16,230 pour 100. La moyenne de la quantité de vitelline contenue dans 100 parties de jaune d'œuf est de 16,557; si l'on déduit les 0,797 de résidu salin que ces 16,557 parties laissent par l'incinération, on a pour quantité réelle de vitelline 15,760 pour 100.

La vitelline, comme l'ont reconnu M. Jones, et MM. Dumas et Cahours, diffère par sa composition de l'albumine avec laquelle elle a beaucoup de rapport. Voici les résultats que j'ai obtenus :

1° 0gr.,560 de matière brute préparée comme je l'ai dit tout à l'heure, ont laissé 0gr.,027 de cendres, soit 4,821 pour 100.

2° 0gr.,565 de la même matière ont donné 1gr.,031 d'acide carbonique et 0gr.,351 d'eau.

3° 0gr.,303 de la même matière ont donné 36 centimètres cubes d'azote à 11° et à 0m,764, le gaz humide, ce qui donne en centièmes :

Carbone.	52,264
Hydrogène.	7,249
Azote.	15,061
Oxygène, soufre et phosphore. . . .	25,426
	100,000

Ces nombres s'accordent avec ceux de MM. Dumas et Cahours qui ont trouvé qu'elle était formée en centièmes :

Carbone.	51,60
Hydrogène.	7,22
Azote.	15,02
Oxygène, soufre, phosphore.	26,16
	100,00

Le jaune d'œuf n'est pas une émulsion ordinaire, c'est-à-dire un liquide dans lequel une matière grasse fixe se trouve en sus-

pension dans l'eau à la faveur seule d'une substance albumineuse, ainsi qu'on le croit généralement. L'émulsion ordinaire peut être étendue d'eau sans qu'il résulte de partage entre ses éléments, tandis qu'il y a séparation lorsqu'on ajoute au jaune d'œuf une grande quantité de ce liquide.

Lorsqu'on délaye le jaune d'œuf dans une petite quantité d'eau, il reste longtemps en suspension, mais lorsque la proportion de ce liquide est considérable, il se fait promptement un dépôt qui est formé de toute la matière visqueuse, d'une grande partie de la vitelline et de l'huile, tandis que la liqueur surnageante, qui est presque incolore et opaline, retient un certaine quantité de vitelline et d'huile. Lorsqu'on chauffe le jaune d'œuf, il paraît se durcir ou se coaguler vers 75°; s'il a été préalablement étendu d'eau, il commence à s'épaissir vers 70° centigr., mais ce n'est guère que vers 85° qu'il se coagule d'une manière complète. D'après cela, la vitelline paraîtrait se coaguler à une température plus élevée que l'albumine. Le jaune d'œuf délayé dans l'eau, se recouvre, par l'action de la chaleur, d'une pellicule qui se renouvelle à mesure qu'on l'enlève, comme cela a lieu pour le lait.

L'alcool coagule le jaune d'œuf; il se colore en jaune en dissolvant une partie de la matière visqueuse et une petite quantité d'huile.

Les acides minéraux concentrés ou étendus coagulent le jaune d'œuf. Les acides végétaux concentrés le coagulent aussi en diminuant son opalinité, et en le transformant en une gelée transparente. Lorsqu'ils sont étendus, ils possèdent la remarquable propriété de le dissoudre; les acides acétique, lactique, tartrique, oxalique, citrique sont dans ce cas; il en est probablement de même des autres acides végétaux. La liqueur reste seulement opaline.

La potasse, la soude coagulent le jaune d'œuf probablement en s'emparant de l'eau. Il se suspend sans se dissoudre dans les alcalis étendus.

La matière albumineuse du jaune d'œuf est-elle de l'albumine ou une substance différente? J'ai cherché à résoudre cette question; pour cela, j'ai soumis simultanément à l'action des réactifs une solution d'albumine préparée avec le blanc d'œuf et la

liqueur qui surnage le jaune d'œuf étendu d'eau. Les deux liqueurs n'ont été troublées ni par les acides phosphorique, acétique, lactique, tartrique, ni par les solutions étendues de potasse, de soude, de chaux et de baryte; dans toutes deux, l'acide nitrique, l'alcool, le bi-chlorure de mercure, la teinture de noix de galles ont donné lieu à un précipité abondant. Elles se sont comportées d'une manière différente : 1° avec le tournesol; 2° sous l'influence de la chaleur, des acides sulfurique et hydrochlorique, des solutions de plomb et de cuivre. La solution d'albumine a ramené au bleu le papier rouge de tournesol; elle s'est prise à 73° centigr. en une masse solide, blanche et élastique; elle a donné lieu par l'acide sulfurique étendu et par l'acide hydrochlorique, à un précipité qui s'est formé assez promptement, et qui s'est déposé au fond du vase; enfin elle a été précipitée par les solutions des sels de plomb et de cuivre. La solution de vitelline n'a pas changé la couleur rouge du tournesol; le papier bleu a semblé prendre au contraire une légère teinte rosée; elle a commencé à se troubler à 64°, a laissé apercevoir à 73° des flocons qui étaient très-gros et entièrement séparés du liquide à la température de 76° centigr.; les acides sulfurique et hydrochlorique ont donné lieu à des flocons qui surnageaient le liquide. Les sels de plomb et de cuivre n'ont pas occasionné de précipité; avec le sulfate de cuivre, la couleur est devenue verdâtre.

Maintenant si l'on réfléchit que l'albumine se trouve en dissolution dans un liquide qui contient de la soude libre, ce qui n'a pas lieu pour la vitelline, que cette dernière est accompagnée de matière grasse fixe en quantité sensible, on peut peut-être expliquer l'action différente du tournesol et des solutions de plomb et de cuivre sur les deux liqueurs; celle de la chaleur et des acides sulfurique et hydrochlorique. Il est donc difficile, d'après l'action des réactifs de décider si réellement la vitelline est un corps différent de l'albumine; la composition seule nous permet de le reconnaître.

Margarine et oléine.

Tous les chimistes qui se sont occupés de l'analyse du jaune d'œuf, ont reconnu dans ce corps la présence d'une huile fixe; mais aucun n'en a déterminé la nature.

Je crois pouvoir conclure de mes expériences qu'elle est formée de margarine, d'oléine, de cholestérine et de matière colorante.

Avant de faire connaître les moyens que j'ai employés pour constater la composition de l'huile d'œuf, je dirai quelques mots de sa préparation.

Deux procédés sont mis en usage pour l'obtenir : le premier consiste à soumettre à l'action d'une forte presse, les jaunes desséchés au moyen de la chaleur ; le second, dans l'extraction de l'huile par l'éther. Par ce dernier procédé, on en obtient une plus grande quantité ; mais comme elle présente toujours une saveur âcre et une odeur désagréable, même lorsqu'on emploie de l'éther bien rectifié, il est de toute nécessité que l'on revienne à l'ancien procédé, c'est-à-dire à celui par l'expression, parce que seul il donne une huile d'une saveur douce et d'une odeur qui est loin d'être désagréable.

La préparation de ces huiles présente quelque chose de particulier : l'huile, obtenue par expression, filtre à travers le papier à l'aide d'une douce chaleur, sans laisser de résidu ; l'huile préparée au moyen de l'éther, laisse au contraire une substance molle, visqueuse, d'une couleur jaune orangée, que je désignerai sous le nom de *matière visqueuse*. Lorsqu'on prépare l'huile par expression, elle reste dans le tourteau ; en traitant celui-ci par l'éther, on obtient en effet une liqueur qui abandonne par l'évaporation, outre un peu d'huile fixe, la matière visqueuse dont nous venons de parler, et sur laquelle nous reviendrons tout à l'heure.

La quantité d'huile que contient le jaune d'œuf est assez considérable. Dans une première expérience, 191 gr. de jaune d'œuf m'ont donné 41 gr. d'huile ; dans une seconde, 95 gr. de jaune d'œuf m'ont fourni 20gr.,50 d'huile ; enfin j'ai obtenu de 113 gr. de jaune, 23gr.,60 d'huile, ce qui donne en moyenne 21,309 pour cent.

L'huile d'œuf, préparée par expression, ou au moyen de l'éther, mais débarrassée de la matière visqueuse, laisse déposer, peu de temps après sa préparation, une matière solide dont la quantité est d'autant plus grande, que la température de l'atmosphère est plus basse. Ce dépôt, que l'on a considéré jusqu'à présent comme formé de stéarine unie à une petite quan-

tité d'oléine, est réellement composé, comme nous l'avons déjà dit, de margarine, d'oléine, de cholestérine et de matière colorante, quelle que soit la température à laquelle il s'est formé. Il suffit, pour s'en convaincre, de le recueillir sur un filtre, et de le traiter par l'alcool bouillant, qui donne par le refroidissement de la cholestérine cristallisée et colorée en jaune rougeâtre. J'ai obtenu ce dépôt parsemé de lames très-larges de cholestérine, en mettant l'huile, aussitôt après sa préparation, dans un lieu dont la température ne variait pas sensiblement, et se trouvait à 16° centigr. Exposée à un froid de 6°—0, l'huile d'œuf se prend en une masse solide et grenue, dans laquelle on aperçoit un grand nombre de petites lames cristallisées de cholestériné.

L'huile d'œuf ne contient ni soufre, ni phosphore, comme on le croit généralement à tort. Lorsqu'on l'incinère, on obtient un charbon qui ne se recouvre pas d'acide phosphorique; lorsqu'on la détruit par un mélange de carbonate et de nitrate de potasse, on obtient un résidu qui ne renferme ni sulfate, ni phosphate. L'huile d'œuf ne diffère des autres corps gras, que parce qu'elle contient de la cholestérine et de la matière colorante.

Pour dissocier les éléments qui la composent, il faut la traiter à plusieurs reprises par de l'alcool bouillant à 88° centés. Les traitements par l'alcool doivent être continués jusqu'à ce que celui-ci ne dissolve plus de cholestérine, ce que l'on reconnaît à ce qu'il cesse d'en donner par le refroidissement; l'huile est alors presque complétement décolorée; on a donc d'une part, une liqueur alcoolique, qui contient la cholestérine, la matière colorante, et une certaine quantité d'oléine (nous reviendrons sur ce liquide en parlant de la cholestérine), et de l'autre, une matière grasse fixe, formée de margarine et d'oléine.

Je suis arrivé à reconnaître la nature de cette matière grasse, en analysant les produits de sa saponification au moyen de la potasse caustique; le savon a été décomposé par l'acide chlorhydrique étendu, et le liquide aqueux évaporé au bain-marie a été traité par de l'alcool très-concentré; la liqueur alcoolique a donné un liquide d'une saveur douce, qu'il m'a été facile de reconnaître pour de la glycérine. Pour les corps gras, après avoir été lavés avec soin à l'eau distillée, ils ont été traités par

l'alcool à 88° centés. bouillant, qui les a dissous complétement; par le refroidissement, on a obtenu une matière solide, et un liquide alcoolique. La matière solide a été comprimée dans du papier à filtrer, puis redissoute et comprimée de nouveau jusqu'à ce que son point de fusion ne s'élevât plus. La liqueur alcoolique, ayant été évaporée au bain-marie, il est resté un liquide d'une consistance huileuse, d'une teinte jaunâtre qui, exposé successivement à une température de plus en plus basse, jusqu'à 3 degrés au-dessous de zéro, et filtré à plusieurs reprises, possédait les propriétés et la composition de l'acide oléique.

0gr.,433 de cette substance hydratée, m'ont fourni 1gr.,212 d'acide carbonique et 0gr.,455 d'eau, ce qui donne en centièmes :

Carbone.	77,471
Hydrogène.	11,675
Oxygène.	10,854
	100,000

M. Chevreul a obtenu :

Carbone.	77,866
Hydrogène.	11,350
Oxygène.	10,784
	100,000

Le point de fusion de la matière grasse solide était 60° cent. Elle cristallisait dans l'alcool, à la manière de l'acide margarique, et elle m'en a présenté toutes les propriétés et la composition.

0gr.,357 de cette substance hydratée m'ont donné 1gr.,005 d'acide carbonique, et 0gr.,385 d'eau, ce qui donne en centièmes :

Carbone.	76,495
Hydrogène.	11,981
Oxygène.	11,524
	100,000

Ces résultats s'accordent avec ceux de M. Chevreul, qui a obtenu pour l'acide margarique :

Carbone.	76,366
Hydrogène.	11,978
Oxygène.	11,656
	100,000

N'ayant obtenu de la saponification du corps gras employé que de la glycérine, de l'acide oléique et de l'acide margarique, je crois pouvoir conclure qu'il est formé d'oléine et de margarine ; je n'ai pu constater la présence d'aucune autre substance parmi les produits qui résultent de l'action de la potasse sur l'huile d'œuf privée de cholestérine et de matière colorante.

(*La suite au numéro prochain.*)

Action du chlore sur l'éther oxalique de l'alcool et sur l'acétate de méthylène; par S. Cloez.

Un examen préalable de l'éther acétique chloré, que je destinais à la préparation de la chloracétamide, m'a conduit à constater dans ce liquide des propriétés différentes de celles qui lui ont été assignées par M. Leblanc. Je ne puis pas dire positivement quelle est la cause de la divergence que mes résultats présentent avec ceux de ce chimiste, elle est peut être due à la manière d'opérer qui n'a pas été la même.

J'ai remarqué que le point d'ébullition du liquide distillé une première fois dans un courant de gaz carbonique sec, pour le débarrasser de l'excès de chlore et d'acide chlorhydrique s'élevait peu à peu de 105 à 280°; j'ai pensé dès lors, que j'avais affaire à un mélange. Pour m'en assurer, j'ai distillé de nouveau en évitant avec le plus grand soin l'accès de l'humidité; la moitié environ du liquide a passé entre 105° et 120°, elle a été recueillie et mise à part; la portion distillée entre 130° et 180° a été également mise de côté ainsi que celle dont le point d'ébullition s'est élevé de 180° à 270. Chacun de ces produits à été analysé séparément, et j'ai vu qu'à mesure que le point d'ébullition était plus élevé, il y avait plus de charbon et d'hydrogène, tandis que la quantité de chlore diminuait. Mes expériences prouvent que le produit le plus chloruré n'a pas du conserver le mode de condensation de l'éther acétique, les molécules se sont écartées; il y a un dédoublement et formation d'aldéhyde chloré. Ce résultat n'a rien d'étonnant, il est tout à fait semblable à celui que M. Chenault a obtenu avec l'éther méthylique perchloré.

Les liquides bouillant à une température supérieure à 120°,

doivent être considérés comme des mélanges d'aldéhyde chloré avec une petite quantité d'éther acétique à 7 équivalents de chlore.

Pour dissiper mes derniers doutes sur la nature du liquide le plus volatil, j'en ai pris la densité de vapeur. Le nombre que j'ai obtenu n'est pas exactement celui que donne le calcul, mais il en approche beaucoup; la différence doit être attribuée à la difficulté extrême qu'il y a d'empêcher que la matière ne s'altère en partie.

Voici les données de l'expérience:

Température de l'air.	17°,5
Température de la vapeur. . .	210°,0
Excès du poids de la vapeur. .	0,900
Capacité du ballon.	197 c.c.
Baromètre.	0,761 mm.
Air restant.	2 c.c.

d'où l'on déduit

Poids du litre.	9,774
Densité de la vapeur.	7,52

Le calcul donne

4 volumes.	Carbone.	3,368
8	—	Chlore.	19,522
2	—	Oxygène.	2,210
			25,100

$$\text{Densité calculée} = \frac{25{,}100}{4} = 6{,}28$$

Le liquide examiné a d'ailleurs toutes les propriétés de l'aldéhyde perchloré exposé au contact de l'air: il répand des vapeurs blanches d'une odeur suffocante, l'humidité le décompose au bout de quelque temps et donne lieu à de beaux cristaux d'acide chloracétique; il donne immédiatement de la chloracétamide, quand on le met en contact avec l'ammoniaque.

Acétate de méthylène perchloré.

L'action du chlore sur l'éther acétique de l'esprit de bois, était sous plus d'un rapport intéressante à examiner; ce liquide à exactement la même composition que l'éther formique de l'alcool, leurs propriétés physiques sont sensiblement les mêmes, mais leurs propriétés chimiques diffèrent essentiellement; leur décomposition sous l'influence des alcalis, les caractérise suffi-

samment ; j'ai voulu voir si la différence que l'on remarque dans les propriétés chimiques, se retrouverait dans les produits dérivés, que ces éthers donnent sous l'influence du chlore.

L'éther perchloroformique, présentant une composition constante et des réactions nettes, j'ai cherché à obtenir un composé analogue avec l'acétate de méthylène. Le composé chloré que j'ai obtenu, présente exactement la même composition que l'éther perchloroformique, et de plus, les mêmes propriétés physiques et chimiques : ainsi il bout vers 200° ; quand on fait passer la vapeur à travers un tube de porcelaine chauffé presque au rouge, ainsi que M. Malagutti l'a fait pour quelques éthers chlorés, il se décompose en aldéhyde chloré, et en acide chloroxycarbonique ; sa densité à 18° est égale à 1,691, il se décompose sous l'influence de l'humidité en acides chloracétique, chlorhydrique et carbonique ; avec les alcalis minéraux, il donne un chloracétate, un chlorure et un carbonate ; avec l'ammoniaque, il forme sur-le-champ de la chloracétamide, il y a élimination de gaz chlorhydrique et d'acide carbonique qui restent unis à l'ammoniaque. Mis en contact avec l'alcool, il est décomposé de même que l'éther perchloroformique, il y a formation d'acide chlorhydrique, d'éther chloracétique et d'éther chloroformique (1) que l'on a improprement appelé éther chloroxycarbonique ; la réaction à lieu d'après l'égalité :

Étherperchloroform.	Alcool	Éther choracétique	Éther chloroformique	
$C^6Cl^6O^4$	$+2(C^4H^6O^2)=$	$C^4Cl^3O^3;C^4H^5O$	$+C^2ClO^3C^4H^5O$	$+2(HCl)$

L'esprit de bois se comporte d'une manière analogue.

(1) La préparation de l'éther chloroformique de l'alcool ou de l'esprit de bois, au moyen de l'acide chloroxycarbonique, est d'une exécution longue et difficile, il est probable que l'éther perchloroformique de méthylène pourrait être employé avantageusement pour obtenir ces composés ; il suffirait de le traiter, soit par l'alcool, soit par l'esprit de bois. Avec l'alcool on aurait la réaction suivante

Éth. formométhyliq. perc.	Alcool	Éther chloroformique	Acide chlorhyd.
$C^4Cl^4O^4+$	$2(C^4H^6O^2)=$	$2(C^2ClO^3C^4H^5O)$	$+2(HCl)$

l'esprit de bois donnerait lieu à une réaction toute semblable.

J'espère pouvoir tenter cette expérience dans peu de temps, si l'éther formométhylique que je soumets à l'action du chlore, ne se dédouble pas de manière à ne donner pour produit final que du gaz chloroxycarbonique..

Les éthers chloracétique et chloroformique de l'alcool ou de l'esprit de bois, obtenus de cette manière, sont mélangés, et il serait difficile de les séparer, mais il se reconnaissent aisément par les produits qu'ils donnent avec l'ammoniaque : l'on a, dans ce cas, de la chloracétamide et de l'uréthane ou de l'uréthylane. Ce nouveau mode de préparation de ces deux dernières substances est à ajouter à ceux que l'on connaît déjà ; il pourra, je l'espère, être utilisé par la suite.

On peut sans avoir recours à aucune hypothèse, et en se basant seulement sur les faits, admettre l'identité du produit final de l'action du chlore sur l'acétate de méthylène, avec celui que l'on obtient par l'action du même agent sur l'éther formique de l'alcool.

Si cette identité que j'admets est réelle, les conséquences qui en découlent naturellement sont intéressantes sous le point de vue théorique, en ce qu'elles ont de relatif à la question de l'existence de types chimiques, et de la conservation de ces mêmes types dans ce que l'on a appelé les produits dérivés par substitution.

Quelle que soit la manière d'envisager la constitution des éthers, on doit toujours, dans l'hypothèse de l'existence des types, obtenir sous l'influence du chlore des composés dérivés, offrant le même arrangement moléculaire que le produit d'où l'on est parti ; par conséquent l'éther formique perchloré aura toujours une constitution moléculaire différente de celle de l'acétate de méthylène perchloré ; et si la conservation du type avait lieu, ces liquides devraient présenter des réactions différentes : nous avons vu que le contraire arrive.

La nature du produit final de l'action du chlore sur l'éther acétique est également, d'après mes observations, contraire à l'opinion de l'existence et de la conservation du type ; il est évident que l'aldéhyde chloré $C^4Cl^4O^2$ que j'ai obtenu de cette manière, ne peut pas offrir le groupement moléculaire des acétates.

D'un autre côté, la formation de la chloracétamide au moyen de l'éther formique chloré, n'est pas non plus, il faut l'avouer, un argument favorable à la même opinion. C'est un fait qui ne signifierait rien, s'il était isolé ; joint à ceux qui précèdent, il doit avoir, il me semble, une assez grande valeur.

L'identité dans les produits dérivés de deux corps isomères, ayant une constitution différente sous l'influence d'un même agent, quel qu'il soit du reste, n'a rien de surprenant: la science possède des faits de cette nature; les travaux de M. Regnault sur les éthers chlorés, en fournissent un exemple remarquable.

La liqueur des Hollandais, C^4H^3ClHCl est isomère avec l'éther hydrochlorique monochloruré $C^4H^4Cl^2$, mais l'action de la potasse sur ces corps les distingue essentiellement, et leur assigne une constitution différente; néanmoins, sous l'influence du chlore, ils se changent finalement tous les deux en un produit identique, qui est le chlorure de carbone C^4Cl^6.

De tous ces faits l'on peut conclure que l'admission des types chimiques qui en implique nécessairement la conservation dans les produits dérivés par substitution, n'est qu'une simple hypothèse, et ne constitue pas une théorie générale comme les travaux récents de quelques chimistes tendraient à le faire admettre.

Pharmacie.

Rapport sur une note de M. Davallon, ayant pour titre : *Quelques mots sur la préparation des extraits aqueux*; par MM. Véron et Gobley.

Le but qu'on se propose dans la préparation des extraits est d'obtenir un produit qui possède, autant que possible, les propriétés de la substance organique avec laquelle il a été préparé.

Cette opération se divise en deux parties : dans la première, on fait une dissolution qui renferme les principes solubles des plantes; dans la seconde, on évapore le liquide. En général, pour obtenir les extraits, on fait évaporer au bain-marie, en agitant continuellement la liqueur chargée, par macération, digestion, infusion, décoction ou lixiviation, des principes solubles de la matière organique, jusqu'à ce qu'elle soit réduite aux 3/4 environ du volume primitif; on laisse reposer, on décante la liqueur du dépôt qui s'est formé, et on évapore au bain-marie en consistance d'extrait.

M. Davallon reproche aux extraits préparés de cette manière

de contenir une quantité notable de matières inertes le plus souvent de nature gélatineuse ou féculente; la proportion, dit-il, en est en général d'autant plus grande que les substances ont été traitées à une température moins élevée, ce qui est dû à la non coagulation de l'albumine végétale qui, si l'on opère á une température supérieure, retient comme dans un filet la fécule et la chlorophylle des corps qui ont été soumis à l'action dissolvante de l'eau.

Partant de ces principes, il conseille de faire évaporer les liqueurs, qui doivent être parfaitement limpides, jusqu'à ce qu'elles aient une densité de 20° à 25° à l'aréomètre pèse-sirops, de les laisser refroidir et de les filtrer à travers du papier non collé et préalablement mouillé, car il a remarqué qu'en prenant cette précaution le liquide filtrait plus rapidement.

Nous pensons avec M. Davallon qu'on peut faire subir aux liqueurs cette filtration, quoiqu'elle soit souvent très-lente, parce que nous avons reconnu que c'était le seul moyen de séparer toutes les matières insolubles. Le liquide évaporé à feu nu ne nous a pas paru, dans la plupart des cas, filtrer plus rapidement que celui obtenue au bain-marie. Le dépôt qui se forme par le repos est souvent si léger et si floconneux qu'il est impossible de le séparer exactement des liqueurs, même en les passant à travers une étamine; ce dépôt est plus léger et en particules plus tenues lorsqu'il provient de liqueurs évaporées au bain-marie; il est plus lourd et en particules plus grosses lorsqu'il est donné par celles obtenues à feu nu.

Venons maintenant à la seconde partie de la préparation des extraits, à l'évaporation des liqueurs.

S'il était toujours possible d'opérer dans le vide ce mode d'évaporation serait sans contredit le meilleur, mais l'impossibilité où sont les pharmaciens de pouvoir disposer d'un appareil convenable fait que ces extraits ne peuvent être usités en médecine, car, selon nous, la première condition à établir pour un médicament c'est de pouvoir être préparé par tous les pharmaciens.

Dans nos laboratoires, l'évaporation se fait à l'aide de la chaleur : c'est à feu nu qu'on la pratiquait autrefois; mais comme on a reconnu que la matière extractive s'altérait surtout pendant l'ébullition, on a conseillé de la pratiquer à l'aide de la vapeur.

De tous les appareils qui ont été proposés, le plus simple consiste en deux bassines superposées, dont l'inférieure contient de l'eau et fournit la vapeur. L'évaporation se fait très-vite lorsqu'on se sert d'une bassine évasée et peu profonde, et qu'on a le soin d'agiter vivement ; en prenant cette dernière précaution il sort à peine de la vapeur par la fissure qui se trouve entre les deux vases. L'évaporation à l'aide de la vapeur ou au bain-marie offre un autre avantage, c'est que la matière extractive est moins altérée que dans celle à feu nu, parce qu'elle n'est exposée qu'à une température de 80° centigrades environ, et que l'agitation vive, qui est imprimée au liquide, empêche le contact trop prolongé de l'air sur une même surface.

Malgré ces avantages qui ont paru assez grands à nos plus célèbres pharmacologistes pour recommander d'opérer au bain-marie, M. Davallon, pensant qu'on a beaucoup exagéré les inconvénients qui peuvent résulter d'une température élevée dans la préparation des extraits, et que l'altération qu'ils subissent le plus ordinairement n'est pas déterminée par la chaleur, mais par le contact de l'air atmosphérique, propose de revenir à l'évaporation à feu nu. Il conseille, pour les préparer, de faire bouillir le liquide jusqu'à ce qu'il soit arrivé à une certaine densité (celle de 20° environ), alimenté par un siphon en verre dont l'une des branches plonge dans un réservoir contenant le liquide à évaporer, tandis que l'autre est effilée à son extrémité ; le niveau du liquide dans la bassine reste toujours le même ; la tension de la vapeur est assez forte pour empêcher le contact de l'air, et, dans tous les cas, le mouvement que détermine l'ébullition suffit pour que les surfaces soient constamment renouvelées.

M. Davallon, pour appuyer sa manière de voir, a pris pour exemple les extraits de quinquina jaune et d'opium.

Si l'on fait, dit-il, une décoction de quinquina jaune et qu'on la divise en deux parties égales, que l'une soit soumise à une température telle que l'ébullition ne soit pas interrompue un seul instant, il ne se forme pas d'apothème et l'on obtient un extrait d'un brun fauve, homogène et parfaitement soluble ; la deuxième partie du liquide, évaporée avec lenteur à feu nu ou au bain-marie, se recouvre bientôt d'une pellicule noirâtre,

insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, qu'on peut enlever avec facilité, ou qui, en agitant, se précipite au fond de la bassine. L'expérience nous a démontré que la liqueur évaporée au bain-marie se recouvrait d'une pellicule noirâtre lorsque l'opération languissait, mais qu'il n'en était pas ainsi quand on avait le soin d'agiter vivement.

L'odeur de l'extrait au bain-marie était plus franche et rappelait mieux celle du quinquina. L'un et l'autre, en se dissolvant dans l'eau, laissaient des résidus de même poids; mais tandis que celui de l'extrait à feu nu était plus sec et comme résineux, d'un rouge noirâtre et luisant, celui de l'extrait au bain-marie était plus volumineux, terne, d'un rouge moins foncé et plus hygrométrique. Nous n'avons pas remarqué que l'extrait préparé à feu nu fût plus soluble que celui obtenu par l'évaporation au bain-marie.

Extrait d'opium. Une solution d'opium de Smyrne a été évaporée en partie à feu nu, en partie au bain-marie. Lorsque les deux liqueurs marquaient 20° à l'aréomètre, on les a laissées refroidir, puis on les a filtrées; le résidu de celle préparée à feu nu était plus coloré et un peu plus pesant. Les liqueurs filtrées ont été ensuite évaporées, la première à feu nu, la seconde au bain-marie, jusqu'en consistance pilulaire. L'extrait à feu nu offrait une odeur de chauffé dont l'autre était dépourvu. Les deux extraits dissous dans la même quantité d'eau laissaient des résidus sensiblement de même poids (0gr.16 et 0gr.15 pour 5 gr.), mais celui de l'extrait à feu nu était plus coloré, plus sec, son aspect physique annoncait évidemment une altération plus grande de la substance organique.

Le Codex prescrit, avant d'employer l'extrait d'opium, de le faire dissoudre dans 16 fois son poids d'eau distillée, de filtrer la liqueur et de la faire évaporer en consistance d'extrait.

M. Davallon ayant remarqué, 1° que l'extrait d'opium préparé à grand feu ne donnait pas de dépôt ou d'apothème quand on le redissolvait dans l'eau distillée; 2° qu'il était possible, au contraire, si l'évaporation était lente, d'obtenir à chaque nouvelle solution et filtration, un précipité plus ou moins abondant; il conclut que l'extrait d'opium peut être de très-bonne qualité sans avoir été redissous, car, dit-il, le dépôt qu'on en

sépare ne préexiste pas, il n'est que le résultat de l'oxydation de quelques-unes de ses molécules, oxydation qu'il est facile d'éviter en suivant le procédé indiqué.

Pour nous, messieurs, nous n'avons pu obtenir, par le procédé de M. Davallon, pour l'opium comme pour le quinquina jaune, un extrait entièrement soluble dans l'eau, c'est-à-dire formant avec ce liquide une solution limpide et transparente; cela tient-il à ce que nous n'avons pas employé une chaleur assez forte dans la crainte d'altérer la matière organique?

Sans partager les opinions de M. Davallon sur la nature du résidu que laisse l'extrait d'opium lorsqu'on le redissout dans l'eau, résidu que nous pensons être plutôt formé en grande partie de matière résineuse et de narcotine, nous avons cherché à savoir si en préparant l'extrait d'opium au bain-marie et filtrant la solution à 20° de densité, on pourrait éviter la seconde opération que le Codex prescrit de lui faire subir, qui ne laisse pas d'être longue et coûteuse. Voici les résultats que nous avons obtenus :

1° 5 gr. d'extrait d'opium préparé au bain-marie, et dont la solution avait été filtrée à 20° de densité, ont laissé, après avoir été dissous dans 16 fois leur poids d'eau distillée, un résidu qui, lavé et séché, pesait 0gr. 15; un gramme de cet extrait ne renfermait donc que 3 centigrammes de matière insoluble.

2° 5 gr. d'extrait d'opium préparé au bain-marie, dissous dans 16 fois leur poids d'eau distillée, ont laissé 0gr. 30 de résidu. L'extrait préparé avec cette liqueur évaporée au bain-marie, ne laissait que 5 milligrammes de matière insoluble par gramme.

Nous pensons, d'après cela, que le procédé du Codex ne doit pas être modifié, puisqu'il donne un extrait plus débarrassé de substances inertes; mais il reste à savoir si, pour éviter la seconde opération, il ne serait pas préférable d'employer un extrait d'opium qui contiendrait en plus une minime proportion de matières étrangères, c'est ce que décideront les auteurs du prochain Codex.

Pour les deux extraits que nous venons d'examiner, il nous a semblé que l'avantage était du côté de ceux préparés au bain-marie; toutefois, nous n'avons pas voulu quitter ce sujet sans faire d'autres expériences, car les extraits de quinquina et d'o-

pium sont pour ainsi dire des extraits exceptionnels : et c'est sur ceux dits *extractifs* qu'une nouvelle méthode de préparer ces médicaments doit surtout être essayée. Nous avons expérimenté sur les extraits de belladone avec la plante sèche, de jusquiame, de chicorée et de fumeterre avec la plante fraîche. La belladone a été traitée par de l'eau froide à l'aide de l'appareil à déplacement; les sucs des plantes ont été clarifiés à chaud.

Nous avons conclu de nos expériences : 1° qu'en faisant agir l'eau froide sur une plante sèche, la liqueur qui en résultait fournissait un coagulum plus pesant lorsqu'on la portait à l'ébullition que lorsqu'on se contentait de la chauffer au bain-marie; 2° que les extraits préparés au bain-marie présentaient, étant étendus en couche mince, une teinte moins foncée; 3° qu'ils avaient une odeur qui rappelait mieux celle de la plante, les extraits à feu nu ayant toujours une odeur de chauffé désagréable; 4° que ces mêmes extraits laissaient, étant dissous dans l'eau et filtrés, des résidus plus mous, plus volumineux, plus hygrométriques, plus pesants après avoir été desssséchés, enfin ayant visiblement éprouvé une moins grande altération que ceux donnés par les extraits préparés à feu nu.

Le dépôt laissé sur le filtre par le suc de jusquiame évaporé à 20°, était volumineux et comme gélatineux.

Les chimistes qui ont analysé la racine de ratanhia y ont trouvé, entre autres principes, une substance insoluble qu'ils ont nommée apothème; cette matière, qui a tous les caractères d'une résine, est, selon nous, très-improprement désignée sous ce nom, car elle n'a rien de commun avec celle qui se forme pendant l'évaporation des liqueurs qui contiennent des matières extractives.

M. Davallon, ayant remarqué que l'extrait de ratanhia prenait de la solidité avec le temps, pense qu'elle est due à la présence d'une petite quantité de cette matière résineuse qui se trouve entraînée lorsqu'on traite le ratanhia par l'eau froide. Nous n'avons pas remarqué que l'extrait de ratanhia préparé, comme l'a proposé M. Boullay, à l'aide de l'eau froide par la méthode de déplacement, et dont les liqueurs avaient été évaporées à l'aide de la vapeur, prît une solidité plus grande que certains extraits analogues (celui de quinquina, par exemple), qui ne renfer-

ment pas la matière insoluble que les chimistes ont signalée dans le rathania.

En résumé, la filtration des liqueurs peut être adoptée, parce que seule, comme nous l'avons dit, elle permet de séparer complétement. les substances insolubles; mais nous ne pensons pas qu'on doive en pratiquer l'évaporation à feu nu, parce que, même en suivant le procédé de M. Davallon, la matière extractive nous a toujours paru plus altérée qu'en opérant au bain-marie. Nous devons dire cependant que le procédé que propose M. Davallon ne peut être comparé à celui que l'on pratiquait autrefois; car ce dernier, ainsi que nous nous en sommes assurés par l'expérience, fournit des extraits qui laissent une plus grande quantité de matière insoluble.

Nous terminerons, messieurs, en vous proposant de remercier M. Davallon de sa communication.

Extrait d'un rapport fait à la Société de Pharmacie par la Commission des prix, composée de MM. GUIBOURT, GOBLEY, HOTTOT, BLONDEAU *et* DUBLANC, *rapporteur.*

Par une analyse des mémoires présentés au concours, nous avons mis la Société à même de se former une opinion sur le mérite qui appartient à chacun, et de s'associer à sa Commission dans le jugement qu'elle a l'honneur de lui soumettre.

Le mémoire n° 1, écarté tout d'abord du principe qui devait régler ses expériences, ne donnant aucun moyen de connaître ni de comparer les actions particulières à chaque quantité d'alcool et à chacun de ses degrés, et n'offrant aucune conclusion dans l'esprit du programme, ce mémoire n'a point éclairé la question de la préparation des teintures, et n'a point satisfait à l'objet du concours.

Le mémoire n° 3, portant cette épigraphe : « En pharmacie, plus que partout ailleurs, méfiez-vous des théories et des formules que l'expérience n'a pas sanctionnées. » Ce mémoire, jugé par la Commission des prix de 1844, n'ayant point justifié de nouveaux droits, est jugé pareillement aujourd'hui. Sans avoir d'autre opinion, d'autre avis que leurs collègues, les

membres de la Commission de 1845 regrettent qu'un travail exécuté avec zèle, que des opérations si nombreuses, qu'une si louable ardeur dans des recherches difficiles n'aient pas été dirigés dans une voie plus rigoureusement conforme au programme de la Société et au but du concours.

Le n° 6 présente la question du concours dans son sens véritable. L'auteur a compris de quel point il fallait partir, et auquel il fallait arriver.

Toutes les expériences qui figurent dans ce mémoire, procèdent d'un ordre logique et présentent le caractère précieux de l'exactitude. Les réflexions qui y sont exposées décèlent un esprit juste, observateur, et les conclusions qui terminent ce travail difficile, reposent sur des faits qui serviront avec avantage dans toutes les recherches qui pourront survenir au sujet de l'étude des teintures pharmaceutiques.

Votre Commission a l'honneur de vous proposer d'accorder le prix du concours à l'auteur du mémoire qui a pour épigraphe :

> . . . . . . *Si quid novisti rectius istis,*
> *Candidus imperti; si non, his utere mecum.* (Hor.)

Toutefois, Messieurs, lorsque nous vous demandons la couronne de ce concours pour le mémoire que nous en jugeons digne, nous ne devons pas négliger de vous soumettre des réflexions, de vous présenter des réserves mêmes sur les principes de la préparation des teintures pharmaceutiques.

Vous venez d'entendre que l'auteur du mémoire n° 2 a fait usage d'un procédé d'analyse que nous avons décrit pour apprécier la valeur véritable d'une teinture, la mesure de l'action qu'elle doit avoir en thérapeutique. Nous ne saurions nous rendre solidaires de la confiance que l'auteur a placée dans cette méthode. Un tel sujet ne demande pas seulement quelques essais, quelques expériences, il lui faut des preuves nombreuses, des vérifications répétées, dont les résultats appelleront encore à leur aide le secours de la physiologie et l'appui certain de l'expérience. La nature des extraits, leur action spécifique déduite de la connaissance des principes qu'ils renferment est un champ qui reste ouvert et permet d'attendre encore des travaux pleins d'intérêt.

La Commission aurait désiré rencontrer quelques expériences

de nature à éclairer la durée nécessaire d'une macération. Le terme de quinze jours, généralement recommandé, est-il indispensable pour toutes les substances; l'est-il seulement pour quelques-unes; et s'il peut varier, quels sont les cas dans lesquels cela doit arriver?

Nous ne reconnaissons pas non plus qu'il y ait lieu de proposer l'emploi d'un degré nouveau d'alcool, et d'employer la concentration de 45 degrés. Les motifs qui ont servi de base à cette proposition ne nous paraissent pas assez puissants pour admettre cette innovation et changer un usage qui a l'autorité du temps, sans avoir aucun inconvénient.

Enfin, le procédé de déplacement, dont les avantages furent si bien démontrés par notre honorable collègue, M. Boullay, a désormais sa place dans la pratique. Ses utiles applications lui ont mérité la faveur dont il jouit auprès des pharmaciens les plus habiles. Il n'est pas possible de douter qu'un grand nombre ne soient disposés à en faire usage, ou que déjà il n'ait été employé par eux. Votre Commission aurait été satisfaite de trouver dans les travaux auxquels le concours a donné lieu, des expériences de nature à fixer les esprits sur cette intéressante question dans ses rapports avec la préparation des teintures.

Nous avons vu l'auteur du n° 1 se prononcer contre la méthode de déplacement, mais par une simple déclaration et sans donner de motif à son opinion. L'auteur du n° 3, de son côté, a cru reconnaître que l'emploi du déplacement était inévitable pour opérer l'épuisement d'une substance, et en dernier lieu, l'auteur du mémoire n° 2, a, lui aussi, écarté le déplacement mais sans l'examiner dans ses effets, dans ses produits, sans aborder les débats d'un procès sur la matière.

Le déplacement, quoi qu'il en soit, ne peut pas rester dans cette situation. Il est si naturel de le croire applicable à la préparation des teintures, que l'on doit s'empresser de reconnaître les avantages qu'il peut réaliser, ou de publier les inconvénients qui s'attachent à son emploi. Le silence dans lequel se sont tenus les concurrents dans cette circonstance a été vivement regretté par la Commission. Sans se prononcer en aucun sens sur la question, elle est d'avis que la préparation des teintures ne sera suffisamment élaborée que lorsqu'on y aura fait concourir

avec toutes les observations qu'elle exige, l'étude attentive du phénomène du déplacement. Dans cette opinion, Messieurs, votre Commission exprime hautement le vœu que le déplacement soit examiné au point de vue particulier de la préparation des teintures pharmaceutiques. DUBLANC.

Rapport fait à la société de Pharmacie par M. F. BOUDET. (*Séance du* 3 *décembre.*) — *Sur la formule et la préparation d'un sirop d'iodure de fer, proposé par* M. le docteur DEVERGIE, *médecin de l'hôpital Saint-Louis.*

M. le docteur Devergie, frappé de la diversité des produits qui lui ont été livrés sous le nom de protoïodure de fer dans plusieurs pharmacies de Paris, a cru devoir adopter la formule suivante, pour la préparation d'un sirop dont il recommande l'usage dans les cas d'aménorrhée, et comme modificateur du système lymphatique (1).

Pr.	Fer de limaille porphyrisé et non oxydé.	40 centigr.
	Iode.	1,70
	Eau.	8
	Combinez et ajoutez sirop de sucre. . . .	500

« On mêle dans un mortier de porcelaine le fer, l'iode et l'eau;
» on triture, et en quelques instants on obtient un iodure que
» l'on incorpore de suite à la quantité donnée de sirop.
» Or, dit M. Devergie, les médecins se bornent ordinai-
» rement, dans leur pratique, à la prescription ci-après, qui
» représente exactement la précédente pour les proportions
» relatives d'iodure de fer et de sirop.

Pr.	Sirop simple.	500 grammes.
	Protoïodure de fer.	2 —

» Et en adressant cette formule à dix pharmaciens différents
» je suis certain que l'on aura, ici un sirop aussi limpide que le
» sirop de sucre, mais sans saveur de fer appréciable; là un
» sirop d'un brun marron foncé avec une énorme prédominance
» d'iode, au point que ce sirop prend à la gorge et que les

(1) Voyez le Bulletin de thérapeutique, p. 443, 1845.

» malades répugnent à l'avaler, puis toutes les nuances inter-
» médiaires entre ces deux espèces. »

J'en demande pardon à M. Devergie, mais pour l'honneur de la pharmacie parisienne, je dois protester contre cette assertion; Je ne saurais admettre que, si M. Devergie se fût vraiment présenté dans de bonnes pharmacies de Paris, avec la formule qu'il indique, on lui eût donné autre chose qu'un sirop incolore et tenant en dissolution 2 grammes de protoïodure de fer. Où en serait donc la pharmacie en France, s'il était vrai que dans les meilleures maisons de Paris, on ne pût être assuré de l'exécution fidèle d'une préparation aussi simple, aussi connue aujourd'hui que le protoïodure de fer? Depuis les importantes observations du docteur Dupasquier et les miennes propres sur ce composé, depuis la publication de nos formules qui ont été reproduites dans les journaux de pharmacie et de médecine, peut-on supposer qu'un pharmacien, digne de ce nom, ignore la différence qui existe entre le *protoïodure de fer* qui donne une dissolution *sensiblement incolore*, et l'*iodure ioduré*, dont la dissolution est d'un brun rougeâtre foncé, et dont la saveur et les propriétés sont essentiellement différentes de celles du protoïodure? Pour moi je repousse de toutes mes forces une pareille supposition, qui ne saurait être fondée que sur des circonstances tout à fait fortuites et exceptionnelles.

Je reviens maintenant à la formule du docteur Devergie.

En suivant cette formule avec une rigoureuse exactitude, j'ai reconnu qu'à l'aide d'une trituration prolongée on réussissait à combiner le fer et l'iode à froid, et à obtenir une solution de protoïodure ferreux, qui mêlée ensuite à du sirop de sucre, fournissait une préparation convenable. Mais ce procédé est-il supérieur à ceux qui sont actuellement en usage, et doit-il leur être préféré? Je ne le pense pas; et sans parler de la durée de l'opération quand on agit à froid, n'est-il pas plus simple, lorsqu'on veut préparer du sirop de protoïodure de fer, de se servir de la solution *officinale au* 10[me] dont j'ai donné la formule (1), solution qui peut être facilement obtenue en grande quantité, qui peut être conservée plusieurs années sans altéra-

(1) *Journ. de Pharm.*, t. XXVII, p. 535.

tion, et dosée par une simple pesée, soit qu'on veuille l'associer au sirop de sucre, soit qu'on veuille la mêler aux sirops de gomme et de fleurs d'orangers comme le recommande le docteur Dupasquier?

L'iodure de fer n'est plus ainsi une préparation extemporanée qui peut échapper à la surveillance des pharmaciens et se trouver abandonnée à la discrétion des élèves; c'est une préparation officinale qui doit être faite à l'avance et qui se prête aussi facilement à toutes les manipulations que l'iodure de fer pur et sec s'y prêterait lui-même, s'il pouvait être employé dans cet état.

Je ne vois donc aucun avantage à substituer la formule du docteur Devergie à celle qui depuis 5 ans paraît avoir reçu l'assentiment général, et je conclus en proposant aux praticiens de s'en tenir à cette dernière, qui me paraît préférable à tous égards (1).

Qu'il me soit permis en terminant ce rapport de faire ressortir l'utilité de ces fascicules annuels, qui devraient chaque année compléter le Codex, et fixer l'opinion des médecins et des pharmaciens sur les formules diverses qui se trouvent souvent proposées à la fois pour un même médicament, et entre lesquelles le choix est incertain et nécessairement arbitraire. L'idée de ces fascicules date d'une époque déjà éloignée; elle a été appuyée par l'Académie de médecine, les sociétés de Pharmacie et de Prévoyance; elle vient de l'être encore par le congrès médical, ne cessons pas de faire des vœux pour qu'elle soit réalisée.

Congrès médical de France.

TROISIÈME ARTICLE.

En terminant notre dernier article sur le congrès, nous annoncions la résolution prise par la commission permanente, au

(1) On sait d'ailleurs que l'iodure de fer conservé en dissolution dans l'eau même au contact du fer, éprouve une altération telle, que du fer oxydoïoduré se précipite continuellement, et que la liqueur perdant sans cesse une nouvelle quantité d'iode n'offre rien de constant dans sa composition.

moment où M. le Ministre de l'Instruction publique venait de nommer la commission des hautes études médicales.

Quelques jours plus tard la commission a cru devoir adresser à tous les adhérents du congrès une circulaire ayant pour objet de leur faire connaître :

1° Les motifs de sa résolution, tels que nous les avons exposés nous-mêmes dans le n° de décembre.

2° De réclamer le concours de leur dévouement, de leurs démarches actives auprès des pairs de France et des députés des départements, pour assurer l'accomplissement des vœux du congrès.

3° De recommander à leur zèle, l'organisation de l'association médicale par tout le royaume, dans le triple but de la science, de la dignité et des intérêts professionnels, et de la bienfaisante prévoyance; association éminemment libre et dont les avantages peuvent être réalisés, soit par la création, dans chaque arrondissement, de sociétés spéciales à chacune des trois sections du corps médical, soit, et surtout, par la réunion en sociétés générales, des médecins, des pharmaciens et des vétérinaires de chaque arrondissement.

Quelques jours après cette publication, la commission s'est présentée chez MM. les Ministres de l'Instruction publique, de l'Agriculture et du Commerce, de la Justice, de l'Intérieur et de la Guerre pour déposer entre leurs mains un exemplaire des vœux émis par les trois sections du congrès.

L'accueil de M. de Salvandy a été, comme précédemment, d'une extrême bienveillance; il a manifesté de nouveau l'intention formelle de donner, autant que possible, satisfaction aux vœux du congrès, et il a déclaré qu'il souscrirait pour 200 exemplaires du volume qui doit renfermer ses actes.

Un des pharmaciens, membres de la commission, ayant cru devoir appeler son attention sur la nécessité d'accorder à l'exercice de la pharmacie une protection et une organisation spéciales, et en rapport avec les conditions onéreuses que les candidats au diplôme de pharmacien ont à remplir. M. le Ministre a répondu que cette nécessité lui était si bien démontrée, qu'il avait prié son collègue, le Ministre de l'Agriculture et du Commerce, de lui communiquer son projet de loi sur l'exercice de la pharmacie, afin d'établir

de justes rapports entre l'enseignement et l'exercice. Il a terminé en annonçant que dans le projet de loi qu'il devait présenter à la chambre des pairs, dès l'ouverture de la session prochaine, les vœux du congrès seraient réalisés en ce qui concerne le baccalauréat ès sciences et la création d'une chaire de botanique dans les écoles spéciales.

M. le Ministre de l'Agriculture et du Commerce a donné à la commission les assurances les plus encourageantes sur les dispositions du projet de loi relatif à l'exercice de la pharmacie.

MM. les Ministres de la Justice, de l'Intérieur et de la Guerre ont également paru disposés à prendre en grande considération les vœux émis par le congrès, et les observations qui leur ont été présentées par quelques membres de la commission sur la répression des abus et délits relatifs à l'exercice des professions médicales, sur les hôpitaux, hospices et secours à domicile, et enfin sur l'état des officiers de santé et des vétérinaires de l'armée.

Tout en s'occupant de ces démarches, la commission ne négligeait rien pour activer la publication *des travaux du congrès*, et surtout pour organiser l'association médicale.

Après avoir consacré plusieurs séances à ce dernier objet, elle a cru devoir convoquer les présidents, vice-présidents et secrétaires des associations médicales de prévoyance, et d'arrondissements de Paris, dans le but de s'éclairer de leurs lumières et de leur expérience. A cette réunion se trouvaient les membres des bureaux de la Société de Pharmacie, et de la Société de Prévoyance des pharmaciens, de la Seine. La discussion a fourni à la commission des indications utiles et des renseignements précieux qu'elle saura mettre à profit dans l'intérêt de l'œuvre difficile qui lui a été confiée.

Pendant que la commission se livrait à ces travaux divers, la circulaire qu'elle avait adressée à tous les adhérents, produisait d'importants résultats, et suscitait une correspondance active et pleine d'intérêt, dont nous devons citer ici quelques fragments.

(Lettre de M. Robiquet, délégué des pharmaciens de l'arrondissement de Saint-Malo.) « J'ai besoin de vous dire combien votre circulaire a trouvé de sympathies, et combien les médecins, pharmaciens et vétérinaires de l'arrondissement de Saint-Malo,

sont disposés à seconder tous les efforts de la commission permanente. »

MM. Dupuis, pharmacien à Maromme et délégué des pharmaciens de Rouen. Capron, délégué des pharmaciens de l'arrondissement de Pontoise. A. Schneider, pharmacien à Laroche-Guyon (Seine-et-Oise). Bonnefoi, pharmacien à Montmerle (Ain). Monsaint, Maubec et Leroux, au nom de la société des pharmaciens d'Elbeuf. Lavenu, pharmacien à Fécamp et délégué de la société médicale de Bolbec, et Davallon, délégué des pharmaciens de Lyon, écrivent dans le même sens que M. Robiquet, et communiquent à la commission permanente les résultats des démarches qu'ils ont faites, conformément aux instructions contenues dans la circulaire n° 1.

(Lettre collective adressée au nom de la société de pharmacie du Bas-Rhin et du cercle pharmaceutique du Haut-Rhin, à MM. F. Boudet, Alphonse Garnier, Soubeiran et Vée, membres de la commission du congrès médical.)

Après avoir entendu de notre confrère, M. Schaeuffele, un rapport fort détaillé sur tous les travaux dont le congrès, en général, et la section de pharmacie, en particulier, ont eu à s'occuper, après avoir reçu les communications les plus importantes sur tous les faits qui ont précédé et suivi la session, nous avons, à l'unanimité, décidé de vous exprimer, au nom de tous les pharmaciens, les sentiments de notre haute et profonde reconnaissance pour le congrès médical de France. »

SPIELMANN, *président de la société de pharm. du Haut-Rhin.*
RISLER, *président du cercle pharmceutique du Bas-Rhin.*
OPPERMANN, *secrétaire.*

M. Davallon, dans une seconde lettre, donne des détails sur le double empoisonnement qui a eu lieu à l'Hôtel-Dieu de Lyon, le 9 courant, dans le service de la pharmacie, et invite la commission permanente à réclamer auprès de l'autorité contre le désordre et l'irrégularité qui règnent dans ce service.

Après avoir pris connaissance de cette communication, la commission a immédiatement adressé à M. le Ministre de l'Intérieur la lettre suivante :

M. le Ministre,

Le congrès médical de France a émis le vœu : « Que les hôpitaux,
» maisons de charité et autres établissements administratifs, ne
» puissent avoir de pharmacie intérieure pour leur besoin, qu'à
» la condition de confier la préparation des médicaments à un
» pharmacien, et sans pouvoir jamais vendre, débiter ou dis-
» tribuer au dehors, même gratuitement, aucun médicament. »

En manifestant ce vœu par un vote unanime, le congrès ne s'attendait pas qu'un événement de la plus haute gravité viendrait immédiatement justifier l'impérieuse nécessité d'y faire droit.

En présence de cet événement, qui est arrivé le 9 décembre à l'Hôtel-Dieu de Lyon, et qui a causé la mort d'une religieuse et du frère Drevet, attachés l'un et l'autre au service de la pharmacie dans cet hôpital, la commission permanente du congrès médical de France a pensé qu'elle ne pouvait pas garder le silence, que c'était un devoir pour elle de vous signaler les faits, et d'appeler toute votre sollicitude sur les mesures décisives qu'il vous appartient de prendre, pour mettre enfin un terme aux désordres qui règnent dans le service de la pharmacie de l'Hôtel-Dieu de Lyon, et dont votre administration, et vous-même, monsieur le Ministre, avez hautement reconnu l'illégalité. Voici ce qui s'est passé :

Une sœur, chargée depuis longtemps de la distribution et de la vente des médicaments au public, s'étant trouvée indisposée dans la soirée du mardi, 9 décembre, passa au laboratoire pour se faire une infusion de thé ; à cet effet, elle prit de l'eau bouillante, qui était contenue dans un vase placé sur un fourneau, mais elle n'eut pas plutôt bu la moitié du breuvage, qu'elle éprouva un sentiment de brûlure dans l'estomac ; justement alarmée, elle fit appeler le frère Drevet, préposé aux travaux du laboratoire : celui-ci but une gorgée du thé qui venait d'être préparé, et ne tarda pas à reconnaître par son goût extraordinaire que ce thé devait contenir quelques substances dangereuses. Cependant, le temps s'écoulait, et le médecin de l'Hôtel-Dieu appelé de suite, s'efforçait vainement, en sollicitant des vomissements, de soulager les malades, car le frère Drevet commençait à ressentir aussi les effets du breuvage.

Au bout d'une demi-heure, un autre frère arrive, et annonce

qu'il était occupé à faire une préparation arsenicale, et que l'eau dont on s'était servi contenait 15 grammes d'acide arsénieux!

Le médecin instruit par ce tardif renseignement, réclame aussitôt, et avec instance, le contre-poison de l'arsenic, *l'hydrate de sesqui-oxyde de fer*; mais, chose inconcevable, cet agent précieux de la thérapeutique ne se trouve point dans la pharmacie; on le connaît à peine de nom, on ne peut même le préparer! On est obligé d'avoir recours à un pharmacien de la ville, qui en fournit à l'instant, mais trop tard; la sœur est morte à trois heures du matin, et quelques jours après, le frère Drevet lui-même a succombé.

Que de réflexions pénibles un si grand malheur entouré de pareilles circonstances ne doit-il pas suggérer? Eh quoi! dans le laboratoire d'un immense hôpital, un vase est placé sur un fourneau, en vue et à la disposition de tout le monde; ce vase contient une dissolution bouillante d'arsenic, le frère qui prépare ce mortel breuvage n'est pas là pour le surveiller! Une religieuse chargée de la vente des médicaments, le prend pour de l'eau bouillante, elle est empoisonnée, après elle, le frère Drevet, qu'elle avait appelé à son aide, est empoisonné à son tour; et ce n'est que lorsque tout est irréparable que le frère chargé des travaux du laboratoire arrive enfin, pour révéler trop tard la fatale méprise qui a déjà fait deux victimes.

Quelle incurie! quel désordre! Ne doit-on pas frémir en pensant aux malheureux dont la vie est placée en de pareilles mains.

Ainsi, vous le voyez, M. le Ministre, et ceci ressort d'une manière incontestable du simple exposé des faits. Dans ce vaste hôpital de Lyon, qui reçoit chaque année des milliers de malades, il n'y a pas de pharmacien à la tête du service de la pharmacie; ce service est entre les mains des religieuses et des frères, et ces frères, qui n'offrent aucune garantie d'instruction, qui n'ont subi aucune épreuve, dont tout le savoir se borne à une tradition aveugle et routinière, ont entre les mains, préparent, distribuent les médicaments de toute espèce, tels que la *morphine*, la *strychnine*, l'*arsenic*, l'*acide prussique*, etc., et cela sans contrôle, avec une omnipotence qui est aussi hautement condamnée par le simple bon sens et la prudence la plus vulgaire, que par les garanties de plus en plus rigoureuses que la loi exige de tous ceux qui veulent exercer la pharmacie.

Que, si un pareil système met sans cesse en péril la vie des pauvres malades, admis à l'Hôtel-Dieu de Lyon, et que le gouvernement, tuteur suprême de tous les citoyens, doit protéger contre l'aveuglement ou l'usurpation de pouvoir des administrations secondaires, que dire, lorsque dans ces mêmes conditions, dont nous venons de signaler les dangers, on voit ce même hôpital tenir encore une pharmacie publique, vendre des médicaments au dehors, et faire ainsi aux pharmaciens reçus, et payant patente, la plus injuste concurrence en se jouant des prescriptions de la loi sous le manteau d'un prête-nom, c'est-à-dire d'un pharmacien, qui, sans avoir aucune autorité, sans jamais intervenir, même à titre de surveillant dans le service de la pharmacie, est à la solde de l'administration pour couvrir d'un faux-semblant de légalité les abus qu'elle protége et dont elle profite.

Tels sont cependant les faits dans toute leur exactitude; tels sont les abus désastreux que nous signalons à votre dévouement pour les grands intérêts qui se rattachent à votre ministère.

Telles sont les usurpations contre lesquelles, au nom de l'humanité, au nom de la loi, au nom de la justice qui est violée, à l'égard de nos collègues de Lyon, et au nom des principes proclamés par le congrès médical de France, nous réclamons avec instance l'action décisive et toute-puissante du gouvernement. Certes, jamais un malheur plus déplorable n'a plaidé plus hautement en faveur de la cause que nous remettons en vos mains avec confiance, bien convaincus qu'en présence de deux victimes, que sous le coup de la clameur publique, qui fait peser sur l'administration de l'Hôtel-Dieu de Lyon l'immense responsabilité d'un double empoisonnement, cette administration ouvrira les yeux sur le danger du système qu'elle maintient dans le service de la pharmacie, avec une incroyable persévérance, et contre vos propres décisions elles-mêmes, ou qu'elle fléchira enfin devant les injonctions énergiques et définitives du pouvoir dont vous êtes armé.

Dans cette espérance, M. le Ministre, nous avons l'honneur, etc.

Signé, au nom de la commission permanente,

SERRES, président. F. BOUDET, secrétaire.

Dans sa dernière séance la commission voulant, autant qu'il est en elle, hâter l'organisation de l'association médicale dans les départements, a choisi dans chaque arrondissement du royaume un correspondant médecin, un correspondant pharmacien, un correspondant vétérinaire, et a décidé qu'à chacun de ces correspondants serait adressée une circulaire ayant pour but de leur faire connaître le choix dont ils ont été l'objet, et de recommander à leur zèle la mission dont ils sont chargés dans l'intérêt de l'association médicale. F. BOUDET.

Avis relatif au congrès.

A l'avenir le journal de pharmacie et de chimie contiendra chaque mois un article spécial sur les travaux de la commission permanente du congrès médical, et sur tous les faits de quelque importance qui se rattacheront à la législation pharmaceutique.

Extrait d'une lettre de M. le professeur PEDRONI *fils, à M. le Président de la société de Pharmacie.*

MONSIEUR LE PRÉSIDENT,

Il y a quelques années me trouvant chez un droguiste de votre ville, au moment de l'ouverture d'une futaille de séné tripoli, expédiée de Marseille, j'examinai cette feuille, qui au premier aspect me parut fort belle, fort entière; mais je ne tardai pas à m'apercevoir que ce séné se composait de deux espèces de feuilles bien distinctes.

Les unes lancéolées, assez longues, à extrémité assez obtuse, minces, vertes, généralement brisées, rudes au toucher et présentant tous les caractères des feuilles du *Cassia æthiopica*, Guib. ou *ovata* Mérat.

Les autres d'un vert brunâtre, épaisses, entières, à bords repliées en dessous, à nervures transversales très-apparentes. La face inférieure d'une couleur blanchâtre, unie, et présentant des points bruns nombreux, qui me permirent bien vite de re-

connaître qu'elles appartenaient à l'Airelle ponctuée, *Vaccinium vitis idæa*. L.

Je voulus m'assurer des proportions de ces deux substances, et après avoir fait vider la futaille sur une toile, je fis remuer avec une pelle, puis je pesai 500 grammes du mélange ainsi obtenu. Ayant alors fait trier avec soin, et chaque partie ayant été mise à part, je trouvai pour moyenne les quantités suivantes pour 100.

Feuilles de séné.	15
— d'airelle.	78
Bûchettes et débris de bois. . . .	5,50
Poussière et sable.	1,50
	100.

Sciences Médicales,

ET CHIMIE APPLIQUÉE A LA PHYSIOLOGIE ANIMALE.

— *Y a-t-il du danger à faire prendre à la même personne du calomel et du sel de cuisine ?* — Le fait suivant, qui est des plus remarquables, autorise à poser cette question.

« Un homme était atteint d'une fièvre cérébrale. Il avait été saigné, et on lui avait fait plusieurs applications de sangsues. On lui donna du *protochlorure de mercure* à doses réfractées, et on lui prescrivit concurremment un lavement avec une décoction de séné et une pleine cuillerée de *sel de cuisine*. L'état du malade était sans doute alarmant, mais rien ne faisait présager qu'il dût succomber en un très-court espace de temps. Or, il mourût la nuit même ; son cadavre se putréfia très-rapidement, et présenta, sur un très-grand nombre de points, de larges taches ecchymotiques. Évidemment il s'était formé à l'intérieur du corps du deutochlorure de mercure par la réaction des deux sels. »

Le fait que nous venons de rapporter est trop grave pour ne pas exciter toute la sollicitude des praticiens, et nous croyons qu'il donne une nouvelle force à ce principe : *On doit s'abstenir de faire prendre à un malade du sel commun et du calomel à peu de distance l'un de l'autre.*

— *Formule rectifiée de la pommade ammoniacale;* par le docteur Gondret. — La pommade ammoniacale, quand elle est bien préparée, produit la vésication au bout de dix minutes. Cette rapidité extrême d'action lui donne un grand avantage sur les taffetas vésicants et sur les autres épispastiques, qui ne déterminent le soulèvement de l'épiderme qu'au bout de plusieurs heures. Aussi dans les cas où une secousse violente doit être soudainement imprimée à l'économie, la pommade de Gondret est-elle choisie de préférence à toute autre méthode. Malheureusement les procédés généralement suivis pour sa préparation ne sont pas satisfaisants. Ainsi j'ai vu, en ville, le caustique de Gondret tromper, par sa lenteur, l'espoir de soulagement rapide qu'on avait fondé sur lui, et je me rappelle que, dans un hôpital civil de Paris, une heure et demie entière d'application méthodique de cette pommade, ne suffit pas pour déterminer la vésication.

C'est afin d'obvier à ces inconvénients graves, que l'inventeur de ce précieux épispastique vient de publier la formule suivante du remède, formule bien préférable, suivant lui, à celle qu'on suit le plus souvent :

Pr. Axonge. . . . . 32 grammes.
Huile d'amandes douces. . . . . . 2 —

Faites fondre à une douce chaleur, soit à la flamme d'une bougie, soit, avec précaution, à celle d'une lampe; coulez ensuite dans un flacon à large ouverture, puis ajoutez :

Ammoniaque liquide à 25°. . . . . 17 grammes.

Mêlez, par agitation soutenue, jusqu'à l'entier refroidissement.

Un point essentiel, et dont l'omission suffit le plus souvent pour faire échouer la préparation, c'est qu'il ne faut pas trop faire chauffer l'axonge mêlée à l'huile; il est également nécessaire qu'elle ne soit pas trop liquéfiée. En effet, si l'axonge est trop liquide ou trop chaude lors de l'addition de l'ammoniaque, une portion de cette dernière se trouve vaporisée.

Lorsque la pommade ammoniacale a été bien préparée, qu'elle est renfermée dans un flacon bouché à l'émeri, et déposée dans un lieu frais, elle peut conserver ses propriétés pendant plus d'un mois.

— *Empoisonnement par des grains de plomb ayant séjourné dans une bouteille.* — Un individu éprouve tout à coup des coliques violentes et les symptômes d'un empoisonnement après avoir bu quelques petits verres de liqueur. Le docteur Haule, qui fut appelé immédiatement auprès du malade, ayant examiné le reste de la liqueur encore contenue dans la bouteille, s'aperçut qu'elle avait un aspect louche au lieu d'être limpide, et après l'avoir versée dans un autre vase pour la soumettre à l'analyse, il trouva dans le fond dix grains de plomb. Ces petits corps étaient restés enchatonnés, et avaient été transformés peu à peu en carbonate de plomb; de telle sorte qu'il ne restait plus au centre de chacun d'eux qu'un petit noyau de plomb métallique. Tant que la liqueur avait été limpide, il ne s'était pas manifesté d'accidents, et ceux-ci ne s'étaient montrés qu'à la suite de l'ingestion d'une partie de la liqueur voisine du fond de la bouteille. Cette portion seule contenait en suspension le sel plombique qui avait produit les symptômes d'empoisonnement d'une manière si rapide.

On voit, d'après cette observation, avec quel soin il importe d'éviter de nettoyer les bouteilles à l'aide du plomb de chasse, comme cela se fait si souvent. Le vin ainsi altéré acquiert des propriétés aussi délétères que celui qui contient de la litharge ou qui a séjourné longtemps dans des vases de plomb. Les accidents produits par l'ingestion de ces substances saturnines ne diffèrent pas essentiellement de ceux que déterminent les émanations ou le contact des préparations de plomb. Le traitement paraît aussi devoir être le même dans ces deux formes de l'intoxication plombique. (*Journ. de Chimie médic.*)

— *Remarques sur le traitement de quelques empoisonnements;* par le docteur Barzilai, de Venise. — En France, aujourd'hui, depuis les belles recherches expérimentales de M. Orfila, la pratique habituelle, quand un poison de la classe des irritants a été ingéré, est la suivante : 1° Un vomitif est prescrit dans le but d'évacuer les restes de l'agent toxique; 2° un contre-poison est aussitôt après introduit dans l'économie; 3° un traitement émollient et antiphlogistique est institué, afin de prévenir les accidents inflammatoires qui ne peuvent manquer d'éclater.

Ce traitement est rationnel, si l'idée que nous nous faisons du mode d'agir des poisons dits irritants est exacte.

Mais, dans un travail récent, le docteur Barzilai, se fondant sur ce que l'arsenic, les cantharides, le sulfate de cuivre, introduits dans l'économie, au lieu d'y déterminer une réaction violente, comme le feraient des irritants, dépriment, au contraire, manifestement les forces, combat la méthode antiphlogistique appliquée à l'empoisonnement par ces substances.

Voici, en abrégé, les faits sur lesquels il se base :

« Observation I[re]. — *Empoisonnement par l'arsenic.* — Un homme de cinquante-deux ans, vigoureux, avale, par mégarde, du fromage mélangé à une forte proportion d'arsenic. Un émétique lui est donné presque incontinent; des vomissements abondants ont lieu, néanmoins le malade tombe dans un état de prostration effrayant. Voix éteinte, pouls insensible, syncopes continuelles, extrémités glacées. M. Barzilai fait immédiatement prendre au malheureux agonisant du rhum pur ou étendu, en même temps que des frictions excitantes sont pratiquées sur les membres. Peu à peu tout cet appareil de prostration disparaît; la chaleur revient, les forces renaissent, et le lendemain même le malade était guéri.

» Observation II. — *Empoisonnement par le sulfate de cuivre.* — Un enfant de six mois avale une dose assez forte de sulfate de cuivre dissous dans l'eau. Aussitôt vomissements, diarrhée, affaissement, décomposition des traits, extrémités froides, pouls à peine perceptible. Traitement par l'eau de cannelle, la teinture et le sirop d'opium. Guérison rapide.

» Observation III. — *Empoisonnement par la teinture de cantharides.* — Un homme de trente-quatre ans avale environ trente grammes de teinture de cantharides. Peu après, ténesme horrible, convulsions violentes, froid mortel, sentiment de prostration extrême, torpeur, pouls ralenti. Aussitôt de l'eau-de-vie pure est administrée. Conjointement on donne une potion avec de l'eau de cannelle et du laudanum, ainsi que de l'eau vineuse. Des frictions irritantes sont pratiquées sur les membres. Presque aussitôt cessation du ténesme. Le lendemain le malade se promenait dans les rues. »

Il est impossible de ne pas être frappé de ces observations.

Comment, en effet, ne pas regarder comme déprimante, débilitante, l'action d'agents toxiques dont les effets sont victorieusement combattus par le rhum ou l'eau-de-vie à haute dose? Et, dans les cas analogues, l'indication de relever les forces ne prime-t-elle pas, et de beaucoup, celle de combattre et de prévenir l'inflammation? Dans ces circonstances, l'action locale est irritante, l'action générale, celle qui porte sur les grands centres de l'économie, est essentiellement débilitante. Or, n'est-il pas évident qu'il faut, avant tout, relever les forces vitales prêtes à tomber, avant de lutter contre les irritations locales, phénomènes secondaires au point de vue de leur importance?

— *Nécrose des mâchoires causée par les vapeurs d'acide phosphorique*; par M. Heyfelder.— Un médecin de Vienne a eu occasion de soigner un bon nombre de jeunes femmes atteintes de nécrose des os maxillaires. Toutes ces malades étaient ouvrières dans des fabriques d'allumettes *phosphoriques*, et, comme telles, exposées continuellement aux vapeurs d'acide phosphorique. La maladie commençait par une douleur de dents qui gagnait promptement toute la mâchoire. Les parties molles s'enflammaient bientôt, puis les gencives se détachaient des os maxillaires dénudés. Quelques femmes d'une forte constitution guérirent après l'exfoliation des os affectés; celles qui étaient chétives périrent de phthisie pulmonaire.

M. de Bibra ayant analysé les os malades, y a constaté l'absence de phosphore.

Il est difficile de se rendre un compte bien exact des accidents qui se développent ainsi chez les ouvrières en allumettes, et qui affectent les os maxillaires. Il est probable que les vapeurs irritantes enflamment, ramollissent et ulcèrent les parties molles périmaxillaires, de manière à déterminer la nécrose des os eux-mêmes. Cette maladie n'est pas moins fort remarquable au point de vue de l'étiologie. Pour la prévenir, il faudrait remplacer les pâtes *phosphorées* destinées aux allumettes par quelque autre préparation, et, en attendant, ventiler convenablement les ateliers où s'exécutent ces travaux, afin de faire disparaître le plus possible de vapeurs phosphoriques. Dr E. B.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 3 décembre 1845.

Présidence de M. Fremy père.

La correspondance écrite se compose : d'une lettre de M. le président de la Société de Pharmacie du nord de l'Allemagne, lequel remercie la Société de Pharmacie de Paris d'avoir bien voulu prendre part à la souscription pour l'érection d'un monument à Brandes; d'une lettre de M. le docteur Foucart de Paris, dans laquelle il exprime le désir de faire partie de la Société de Pharmacie, en qualité de membre correspondant, et qui fait hommage à la Société d'un exemplaire de sa thèse inaugurale sur la bronchite capillaire et sur l'emploi pharmaceutique des résines en général, et du baume de copahu en particulier. (M. Félix Boudet rapporteur.) M. Pessina, par l'organe de M. Mialhe, remercie la Société de Pharmacie du diplôme qu'il a reçu d'elle.

La correspondance imprimée comprend : 1° un numéro du Journal de Pharmacie de Jacob Bell, octobre 1845; 2° deux numéros du Journal de Pharmacie de Buchner; 3° deux numéros du Journal de Pharmacie et de Chimie, octobre et novembre 1845; 4° un numéro du bulletin industriel de Mulhouse; 5° Annales des Mines, t. VII, 11° livraison; 6° Faits pour servir à l'histoire chimique de la gratiole par M. Eugène Marchand de Fécamp; 7° Traité théorique et pratique de l'ergot de seigle par M. J. Bonjean, 1845; 8° Annuaire des Sciences chimiques, pharmaceutiques et médico-légales par M. Sambenini, 1845.

M. Corriol met sous les yeux de la Société une bouteille de verre qui ayant séjourné depuis un très-long temps dans le fond de la mer, se trouve entièrement recouverte par un amas de madrépores. Cette bouteille lui a été envoyée de la Martinique par M. Second, pharmacien, pour en faire hommage à l'École de Pharmacie de Paris.

L'ordre du jour appelle le renouvellement des membres du bureau :

M. Gaultier de Claubry est nommé vice-président.

M. Soubeiran est réélu secrétaire général.

M. Buignet est nommé secrétaire annuel ou de correspondance.

On passe ensuite à l'élection de MM. Grassy, pharmacien en chef de l'hôpital du midi, et Loyet, professeur de chimie à Bruxelles; M. Grassy est élu membre résidant de la Société et M. Loyet membre correspondant étranger.

M. Dublanc communique une lettre de M. Dominé, pharmacien à Laon, ancien interne de la pharmacie centrale, dans laquelle ce jeune pharmacien exprime le désir d'être inscrit sur la liste des membres correspondants nationaux de la Société de Pharmacie.

MM. Dublanc, Mialhe et Soubeiran, appuyant la demande de M. Dominé, le présentent immédiatement comme candidat à la place qu'il sollicite.

MM. Boutigny, Cap et Quevenne sont chargés de faire un rapport sur les travaux scientifiques de MM. Davallon de Lyon, Duval de Lisieux, Dominé de Laon, Lefort, et Kosmann de Strasbourg, qui désirent appartenir à la Société de Pharmacie à titre de membres correspondants.

MM. Foy et Hottot font un rapport verbal sur un long mémoire de M. Mouchon de Lyon, relatif à la préparation des éthérolés. MM. les rapporteurs pensent que le nouveau procédé indiqué par M. Mouchon, pour la préparation des teintures éthérées, ne saurait être substitué à l'ancien, attendu que presque toujours, pour ne pas dire plus, le procédé de l'auteur donne un produit totalement différent de celui que l'on obtient en suivant la formule adoptée par le Codex. La méthode de M. Mouchon consiste à soumettre d'abord les substances médicamenteuses à l'action de l'éther, puis à l'action de l'alcool, et à réunir ensuite ensemble les deux teintures.

MM. les rapporteurs croient, en outre, que certaines teintures éthérées, considérées comme inactives par M. Mouchon, jouissent en réalité d'une action thérapeutique incontestable. Ils ne pensent du reste pas, que le moyen mis en œuvre, par M. Mouchon, pour s'assurer si un éthorolé est ou n'est pas actif, moyen qui consiste à évaporer la teinture éthérée et à examiner ensuite les caractères organoleptiques du produit de l'évapora-

tion, soit toujours propre à faire juger des propriétés médicales d'un éthérolé.

M. Mialhe fait observer, que de deux choses l'une, ou bien le principe actif de la subtance soumise à l'action dissolvante de l'éther est soluble dans ce véhicule, et alors *presque toujours* l'extrait résultant de son évaporation jouira de propriétés marquées, attendu que peu de corps organiques sont aussi volatils que l'éther; ou bien le principe actif est insoluble dans l'éther, et dès lors sa teinture éthérée, constituant une préparation sans valeur, doit être rejetée. Ainsi, par exemple, dit-il, M. Quevenne nous a appris que la teinture de digitale obtenue avec de l'éther *pur* est sans action, la digitaline étant insoluble dans ce véhicule, donc la teinture éthérée de digitale doit être rayée de la matière médicale.

MM. Boullay, Poulenc et Quevenne parlent dans le même sens que M. Mialhe; ils pensent tous que l'éther *pur* dissout assez peu de substances actives; toutefois, il ne croient pas pour cela, qu'il faille introduire dans la pratique l'usage des teintures éthéro-alcooliques proposées par M. Mouchon.

M. Calvert, au nom de M. Warington, directeur de l'apothicairerie de Londres, sollicite pour lui l'honneur d'être inscrit sur la liste des membres correspondants de la Société de Pharmacie.

MM. Cap, Boutigny et J. Pelletier présentent M. Warington comme candidat au titre de correspondant étranger.

M. Félix Boudet lit un rapport sur un nouveau procédé de M. Devergie pour préparer le sirop de protoïodure de fer. M. Boudet fait observer que M. Devergie s'est mépris quand il a avancé qu'il était à peu près impossible de se procurer ce sirop bien préparé, même en s'adressant aux meilleurs pharmaciens. Chacun sait, en effet, que depuis la publication du mémoire de M. Dupasquier, sur l'emploi médical l'iodure de fer neutre, rien n'est plus aisé que la préparation de ce sirop; surtout depuis que M. F. Boudet a régularisé le modus faciendi des diverses préparations dont l'iodure ferreux est la base.

M. Mialhe témoigne aussi l'étonnement qu'il a éprouvé en lisant la note de M. Devergie : il en est encore à se demander comment il a pu se faire qu'un praticien aussi instruit que M. Devergie ait publié de semblables assertions.

M. Quevenne fait un rapport très-favorable sur l'analyse de la cascarille par M. Duval, pharmacien à Lisieux, et il conclut à ce que des remercîments soit adressés à l'auteur. (Adopté.)

MM. Desmarest et Calvert font un rapport sur un procédé pour connaître la pureté du bisulfate de quinine, par M. J.-B. Nevins, et un second rapport sur la préparation de l'acide valérianique et sur le sucre de palmier, par MM. T. et H. Smith.

M. Calvert donne lecture d'un intéressant travail sur la fermentation visqueuse de la bière, qu'il attribue surtout à la présence de l'acide sulfurique, provenant du sucre de fécule employé à la fabrication de la bière.

M. Frémy père fait remarquer qu'il a été à même d'observer maintes fois la fermentation visqueuse de la bière à une époque où l'emploi du sucre de fécule n'avait pas encore lieu; ce qui le porte à penser que l'acide sulfurique n'est pas le seul agent capable de déterminer la production de la fermentation visqueuse. M. Gaultier de Claubry ajoute que ce phénomène a été autrefois attribué par Clément-Désormes à la présence du plâtre.

Enfin, M. Mialhe rappelle que M. Défosses de Besançon, qui, comme on sait, a étudié le premier la fermentation visqueuse, a prouvé que la plupart des agents qui retardent la fermentation alcoolique sont susceptibles de donner lieu à la fermentation visqueuse.

M. Calvert termine la discussion en disant qu'il est loin d'avancer que l'acide sulfurique soit le seul corps apte à produire la fermentation visqueuse, ayant constaté, lui-même, que le tartre, entre autres substances, donne lieu à ce phénomène, mais il pense que l'acide sulfurique est un des corps qui agissent en ce sens avec le plus d'énergie; toujours est-il, selon lui, que dans les circonstances où il s'est trouvé placé, c'est bien à cet acide que cette fermentation anormale doit être rapportée.

M. Guibourt fait passer sous les yeux de la Société une huile volatile offrant une odeur analogue à celle de la rose, laquelle, au dire de M. Leroy, pharmacien à Bruxelles, découle spontanément d'un arbre d'origine inconnue, croissant à Bogota. Cette huile sert, dit-on, dans ce pays à falsifier le baume de copahu.

Bibliographie.

Leçons de Chimie élémentaire faites le Dimanche a l'École municipale de Rouen, par M. Girardin. 1 vol. in-8, avec planches. A Paris, chez Fortin, Masson et comp., libraires, place de l'École-de-Médecine, 1. 3e édition. Prix : 10 fr.

Deux éditions de l'ouvrage de M. Girardin, tirées à un grand nombre d'exemplaires ont été rapidementé puisées, parce qu'il répondait à un véritable besoin que nul autre auteur jusqu'à lui n'avait su satisfaire. Il fallait initier à la science des lecteurs non préparés à la recevoir et pour lesquelles elle est cependant d'une utilité de tous les instants. Il s'agit de cette classe nombreuse de personnes auxquelles les éléments de la chimie sont nécessaires pour comprendre les livres spéciaux qu'elles doivent consulter ou pour éclairer les opérations qu'elles sont appelées à faire. L'agriculteur, le fabricant, l'ouvrier, y puisent une foule de connaissances qui sont pour eux d'une application journalière. Ils s'élèvent à éclairer et à rectifier par la théorie des opérations souvent défectueuses qu'ils sont chargés chaque jour d'exécuter.

Le plan suivi par M. Girardin est fort simple. Ne s'occuper que des phénomènes qui présentent une application générale, les étudier dans leurs parties essentielles, en déduire les applications en ne donnant que les détails indispensables pour en faire comprendre l'esprit et la portée. Tout en restant fidèle à ce plan, si l'auteur, sans s'écarter jamais de la précision indispensable quand il s'agit de science, a su manier habilement un style facile, clair, mis à la portée de toutes les intelligences, sans être cependant dépouillé d'agrément, s'il a parsemé son enseignement de faits historiques qui reposent l'attention et jettent un intérêt nouveau sur la matière, si enfin pour éviter les longueurs des descriptions d'appareils, et rendre l'intelligence du texte plus facile, il a multiplié les figures, il aura certainement rempli le but qu'il s'était proposé. C'était là une tâche difficile, mais il n'est pas besoin de dire que M. Girardin a précisément le genre de talent le plus convenable pour y réussir; professeur élégant, facile et méthodique, il a fait passer dans son ouvrage le charme et la lucidité qui distinguent à un si haut degré son enseignement oral. Il a réussi à faire le livre le plus propre à initier les commençants à la théorie de la science et à ses applications. L'ouvrage écrit d'abord pour les ouvriers de Rouen a obtenu un immense succès. Répandu dans toute la France, traduit en russe, en anglais, en italien, en allemand, en espagnol, il est devenu en quelque sorte le rudiment de toutes les classes industrielles qui s'appliquent aux arts chimiques. Il a

été adopté pour l'enseignement dans un grand nombre de villes manufacturières; il pénètre dans les colléges et dans les établissements d'éducation. C'est là surtout que la science doit être inculquée avec discernement pour porter de bons fruits. Un ouvrage facile, réduit à des proportions peu étendues, riche d'applications, ne fatigue pas les jeunes gens; il fait naître en eux le désir d'apprendre davantage, et décide plus d'une vocation. Entraîné par le charme d'une première étude, l'élève y prend la force et la volonté de se consacrer à l'étude sérieuse d'une science qui trouve des applications de tous les instants et dont le domaine, déjà si vaste, va s'agrandissant tous les jours par les découvertes et les applications qui se succèdent incessamment. E. Soubeiran.

Avis relatif aux eaux minérales naturelles.

Dans le numéro du *Journal de Pharmacie* de novembre 1843, nous appelions l'attention des pharmaciens sur la vente des eaux minérales naturelles, leur affirmant que des eaux factices avaient été vendues pour des eaux naturelles. Nous n'hésitons pas à renouveler cet avis, en portant à leur connaissance que l'École de Pharmacie a fait récemment saisir dans un dépôt d'eaux minérales établi à Paris, et étranger à la pharmacie, des eaux d'Enghien qui étaient mises en vente sous les noms d'eaux minérales de Bonnes et de Baréges, et qui étaient renfermées dans des bouteilles revêtues du cachet de ces sources.

Les eaux minérales, nous ne cesserons de le répéter, sont d'importants médicaments dont la vente ne devrait être confiée qu'à des pharmaciens. Nous aimons à penser que nos confrères partageront tout à fait notre opinion à cet égard.

ERRATA.

Page 401, ligne 4, au lieu de Purrec, lisez : *Purree.*

Page 403, ligne 21, lisez : *jaune*, au lieu de *bleu*.

44

JOURNAL

DE PHARMACIE

ET

DE CHIMIE.

IIIe SÉRIE. — TOME IX. ANNÉE 1846, 2e PARTIE, COMPTES RENDUS.

RUNGE. — Formation du ferrocyanure de potassium.

On connaît la théorie de M. Liebig sur la formation du ferrocyanure de potassium. Comme ce sel, mélangé avec un tiers de potasse, se convertit en cyanure de potassium pur, quand on le calcine au rouge, l'illustre chimiste de Giessen en a conclu que, par la calcination d'un mélange de charbon azoté, de potasse et de fer, il ne se produisait que du cyanure de potassium, tandis que le ferrocyanure ne se formait que par la dissolution du produit dans l'eau.

Selon M. Runge (1), il est possible que la réaction s'établisse de cette manière, quand on opère sur une petite échelle; mais en grand elle est bien différente. En effet, quand on lave avec de l'alcool la masse fondue (dans un vase en fer), provenant d'un mélange de

400 livres de potasse
400 livres de charbon de corne et
10 livres de fer,

on n'obtient pas, ainsi que l'affirme M. Liebig, deux parties, dont l'une soluble renfermerait le cyanure de potassium, tandis

(1) *Annal. de Poggend.*, LXVI, 95.

que l'autre, le résidu insoluble, contiendrait le fer. C'est le contraire qui a lieu.

Si l'on place dans un entonnoir la masse pulvérisée, et qu'on la lessive avec de l'alcool faible (parties égales d'eau et d'alcool concentré), tant qu'il s'en dissout, on obtient deux liquides; l'un, plus pesant, est une solution de potasse; l'autre, plus léger, ne renferme qu'un peu de cyanure de potassium. Mais, en lavant le résidu noir avec de l'eau bouillante, on obtient du *ferrocyanure de potassium* en aussi grande quantité que par le procédé ordinaire.

Il faut conclure de là, que le ferrocyanure de potassium (qui est insoluble dans l'alcool) est déjà tout formé dans le produit fondu. D'ailleurs, s'il ne se formait que par l'action de la solution aqueuse du cyanure de potassium sur le fer métallique, on ne concevrait pas pourquoi les lessivoirs qui sont en tôle, ne sont pas attaqués et servent jusqu'à dix ans, et même davantage; il n'y a que le feu qui les détériore en les brûlant.

W. HEINTZ. — Dosage de l'urée.

Nous avons déjà parlé (1) des expériences de M. Fehling qui confirment les résultats de M. Regnault sur la composition du nitrate d'urée, injustement attaquée par deux ou trois chimistes allemands. Le travail de M. Heintz (2) est tout aussi favorable aux expériences de M. Regnault, et démontre qu'il n'existe qu'un seul nitrate d'urée

$$[C^2H^4N^2O, NHO^3],$$

celui-là même dont le chimiste français avait le premier donné la véritable formule.

On sait que M. Lecanu a le premier proposé de doser, sous la forme de ce sel, l'urée contenue dans l'urine; cette méthode a été aussi employée plus tard par MM. Simon et Lehmann, et recommandée comme excellente dans les déterminations de ce genre.

Cependant il résulte d'une série d'expériences faites par M. Heintz avec beaucoup de soin que cette méthode, tant

(1) Comptes rendus des Travaux chimiques, 1845, p. 315.

(2) *Annal. de Poggend.*, LXVI, 114.

vantée, n'est pas exacte, attendu que le nitrate d'urée se dissout dans l'acide nitrique, même concentré, en quantité assez forte pour qu'on perde ainsi jusqu'à 10 pour cent de l'urée contenue dans l'urine. D'autres circonstances rendent aussi impraticable la séparation de l'urée en nature; telle est par exemple l'existence du chlorure de sodium (1) dans l'urine, lequel forme avec l'urée une combinaison qui, en solution concentrée, n'est pas décomposée par l'alcool.

Après avoir discuté, avec beaucoup de détails, les défauts de la méthode de M. Lecanu, M. Heintz expose les expériences qu'il a entreprises pour trouver un procédé meilleur. Voici, en résumé, celui qu'il recommande; il est fondé sur la métamorphose de l'urée en acide carbonique et ammoniaque sous l'influence de l'acide sulfurique.

On pèse une certaine quantité d'urine récente et refroidie dans un verre de la capacité d'environ 25 grammes d'eau, et on en fait deux parts.

La première, du poids de 6 à 8 grammes, est abandonnée pendant 24 heures dans un lieu frais, après avoir reçu environ 30 gouttes d'acide hydrochlorique. Cette addition a pour but de séparer la petite quantité d'acide urique qui peut se trouver dans l'urine; on filtre dans un grand creuset de platine, on ajoute 6 grammes d'acide sulfurique et l'on évapore doucement, jusqu'à ce que le dégagement de gaz s'établisse; alors on recouvre le creuset d'un verre de montre, pour empêcher les projections, et l'on continue de chauffer jusqu'à ce que les vapeurs d'acide commencent à remplir le creuset. On peut impunément porter la chaleur jusqu'à 180°.

La réaction achevée, on reprend avec l'eau, on filtre et l'on recueille le tout dans un capsule en porcelaine. Après avoir bien lavé, on évapore de nouveau, jusqu'à ce que presque toute l'eau soit chassée. Il reste ainsi un mélange d'acide sulfurique concentré, de sulfate d'ammoniaque, de sulfate de potasse, de sulfate de soude, de phosphates et de quelques parties organiques.

On verse sur ce résidu environ 20 gouttes d'acide hydrochlo-

---

(1) Cahier d'octobre 1845 de ces Comptes rendus, p. 297. — *Journ. de Pharm.*, VIII, 293.

rique, une quantité suffisante de bichlorure de platine, et enfin un mélange d'alcool (3 p.) et d'éther (1 p.). Le tout étant bien mélangé, on filtre 8 ou 10 heures après, on lave avec de l'alcool chargé d'éther, et on calcine le chloroplatinate dans un creuset taré.

On épuise le résidu par l'acide hydrochlorique étendu et bouillant, on jette sur un filtre et on lave avec l'acide tant que celui-ci dissout quelque chose. Le filtre est de nouveau séché et calciné dans le creuset. Déduction faite des cendres du filtre, on obtient ainsi du platine métallique dont la quantité correspond à la somme de potasse, d'ammoniaque et d'urée contenues dans l'urine.

La seconde portion de l'urine sert à évaluer la potasse et l'ammoniaque, précipitées par le bichlorure de platine dans l'opération précédente. A cet effet, on y ajoute du bichlorure avec 3 fois son volume d'alcool et 1 volume d'éther, on filtre au bout de 8 ou 10 heures, et on calcine le précipité. Celui-ci ayant été lavé avec de l'acide hydrochlorique étendu et bouillant, donne une quantité de platine, laquelle déduite du poids obtenu précédemment, indique celle qui correspond à l'urée.

Or, puisque

$$CH^4N^2O + H^2O = CO^2 + 2NH^3$$

et que le chloroplatinate d'ammoniaque renferme

$$[NH^3, HCl, PtCl^2],$$

il est clair que 2 équiv. de platine correspondent à 1 éq. d'urée.

On peut évidemment doser aussi, par un procédé semblable, la potasse et l'ammoniaque de l'urine ; en effet, le liquide provenant du traitement, par l'acide hydrochlorique, du platine calciné dans la seconde opération, ce liquide renferme toute la potasse ; précipité par un mélange de bichlorure et d'alcool, il donnera toute la quantité de potasse sous forme de chloroplatinate, et celui-ci fournira à son tour du platine métallique dont le poids correspondra à la potasse renfermée dans l'urine. Enfin ce même poids, déduit du poids du platine obtenu dans la seconde opération, indiquera celui du platine correspondant à l'ammoniaque de l'urine.

Comme l'urine ne renferme que fort peu d'acide urique (rarement 1 p. mille), on peut aller plus vite, en négligeant de

séparer préalablement cet acide ; on ne commettrait alors sur la totalité de l'urée qu'une erreur d'environ 0,7 pour mille.

M. Heintz a éprouvé cette méthode par un grand nombre d'expériences comparatives, dans lesquelles il a chaque fois recueilli et pesé l'acide carbonique dégagé par l'urée. Ses résultats ne laissent rien à désirer.

La méthode de M. Heintz est applicable dans l'analyse de *l'urine normale*, ainsi que dans celle des urines qui, outre l'urée et l'ammoniaque, ne renferment pas d'autres principes azotés ; ainsi l'auteur a pu l'employer dans l'analyse de l'urine des diabétiques. Mais il fait quelques réserves pour son emploi dans l'analyse de certaines urines malades, renfermant des parties du sang ou de la bile.

CAHOURS. — Nouvelle production de l'uréthane.

J'ai désigné dans mon livre, sous le nom générique d'*améthanes*, les composés dont les propriétés participent à la fois de celles des éthers et des amides, qui naissent dans les mêmes réactions que ces dernières, et sont capables comme elles de régénérer de l'ammoniaque et de l'alcool.

Les améthanes correspondent toujours à des amides biamidées et à des éthers bialcooliques ; ainsi par exemple, si l'oxamide ou amide oxalique est de l'acide oxalique dans lequel 2O sont remplacés par le résidu de 2 équivalents d'ammoniaque, si l'éther oxalique est de l'acide oxalique dans lequel 2O sont remplacés par le résidu de 2 équivalents d'alcool ; l'améthane oxalique est ce même acide dans lequel 2O sont remplacés, l'un par le résidu de 1 équivalent d'ammoniaque et l'autre par le résidu de 1 équivalent d'alcool.

Si $[NH^3—H^2] = Am$ et $[C^2H^6O—H^2] = E$ représentent ces résidus, on a

Acide oxalique simple.		$C^2H^2\ O^4$
Acide oxalique copulé. .	amide. . .	$C^2H^2 \begin{cases} O^2 \\ Am^2 \end{cases}$
	éther. . .	$C^2H^2 \begin{cases} O^2 \\ E^2 \end{cases}$
	améthane.	$C^2H^2 \begin{cases} O^2 \\ E \\ Am \end{cases}$

L'urée ou amide carbonique, l'éther carbonique, et l'uréthane

ou améthane carbonique, présentent absolument les mêmes relations entre eux.

Mais il ne faudrait pas donner à ces relations un sens trop absolu; elles ne sont à considérer qu'autant qu'on compare les amides et les éthers avec leurs acides respectifs, et n'excluent, en aucune manière, la possibilité de produire les amides, les éthers ou les améthanes avec des substances autres que ces acides.

Mes formules de résidu, comme toutes les formules rationnelles, sont donc des expressions précises pour un cas donné; une seule et même substance peut s'exprimer par plusieurs formules de résidu parfaitement distinctes, suivant la métamorphose qu'elles doivent dépeindre. J'ai déjà eu souvent l'occasion d'insister sur ce point, et M. Cahours me fournit aujourd'hui une nouvelle preuve à l'appui de cette assertion.

L'uréthane ou améthane carbonique $C^3H^7NO^2$ avait été obtenu par M. Dumas en faisant agir l'ammoniaque sur l'éther chloroxycarbonique :

$$C^3H^5ClO^2+NH^3=C^3H^7NO^2+HCl.$$

L'uréthane, considéré d'après cette réaction, était donc de l'éther chloroxycarbonique renfermant le résidu $[NH^3-H]$ à la place de Cl enlevé par H de l'ammoniaque.

En poursuivant l'analogie, M. Cahours (1) a pensé qu'on pourrait aussi produire l'uréthane en traitant l'éther carbonique par l'ammoniaque, puisqu'on a aussi

$$C^3H^6O^3+NH^3=C^3H^7NO^2+H^2O.$$

L'expérience a confirmé ses prévisions. La meilleure manière d'opérer est la suivante : On met l'éther carbonique pur, avec son volume d'ammoniaque liquide, dans un flacon bouché, et on abandonne l'expérience à elle-même jusqu'à ce que l'éther ait complétement disparu. En évaporant le liquide alcalin dans le vide sec, on obtient pour résidu une substance parfaitement cristallisée qui présente la composition et toutes les propriétés de l'uréthane.

Voilà donc un nouvel exemple d'un produit identique engendré par deux corps essentiellement différents.

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, XXI, 629.

PIRIA. — Sur quelques propriétés de l'asparagine.

M. Piria annonce des recherches fort intéressantes sur l'asparagine (1). Il confirme ses anciens résultats sur la conversion de ce corps en acide succinique. Il a trouvé en outre qu'elle déplace l'acide acétique de sa combinaison avec l'oxyde de cuivre, quand on la fait bouillir avec une dissolution aqueuse d'acétate de cuivre. Il se forme alors un précipité cristallin, bleu d'outremer, qui renferme

$$C^4(H^7Cu)N^2O^3$$

l'asparagine étant $C^4H^8N^2O^3$.

Par l'hydrogène sulfuré, on peut en séparer de nouveau l'asparagine avec toutes ses propriétés.

Voici un fait plus important. Au contact de l'acide nitreux et à la température ordinaire, l'asparagine et l'acide aspartique se décomposent en azote et en *acide malique*. L'asparagine et l'acide aspartique seraient, d'après cela, les amides de l'acide malique.

Cette métamorphose, que le chimiste italien vient de constater par l'expérience, se trouve prédite dans le premier volume de mon livre, page 512. Je ne veux pas, toutefois, élever contre M. Piria une réclamation de priorité : l'expérience lui appartient incontestablement, mais l'idée première en est à moi. Je ne fais cette remarque que pour rappeler aux chimistes combien mes prévisions se réalisent peu à peu, et pour leur prouver que, malgré eux, ils seront obligés d'en venir, en définitive, à mon système de classification et à ma notation des formules. On avait reproché à ce système de mettre ensemble des corps n'ayant pas de relations chimiques ; on m'avait cité, pour exemple, que dans ma quatrième famille ou échelon C^4, il y avait de l'acide malique et de l'asparagine, de l'acide fumarique et de la succinamide, de la fumaramide et de l'acide succinique etc., tous corps n'ayant alors rien de commun que le carbone C^4. Or, deux ou trois réactions ont suffi pour établir un lien net et précis entre ces dix ou douze corps, en apparence fort étrangers les uns aux autres,

(1) *Ibid.*, 635.

et aujourd'hui les reproches qu'on m'avait adressés, tombent donc d'eux-mêmes.

Les radicaux organiques, comme on le voit, ont fait leur temps ; il est urgent de songer à une théorie plus conforme à la vérité.

GERHARDT. — Suite des recherches sur les anilides.

Dans deux communications précédentes (1), j'ai eu l'honneur d'entretenir l'Académie des nombreuses analogies que l'ammoniaque et l'aniline présentent dans les réactions chimiques, ainsi que de la nécessité de rejeter les théories si exclusives de l'ammonium, de l'amidogène et des radicaux en général, pour les remplacer par une théorie plus large et plus conforme aux faits de l'expérience.

Je viens de découvrir une combinaison qui fournit une nouvelle preuve en faveur des conclusions auxquelles mes recherches précédentes m'avaient conduit.

M. Kane a analysé une combinaison d'ammoniaque et de sulfate de cuivre, renfermant 1 éq. de sulfate de cuivre, et 2 éq. d'ammoniaque (dans ma notation), et qui se présente sous la forme d'une poudre vert-pomme, qu'un excès d'eau décompose en sulfate d'ammoniaque, ammoniaque libre et sulfate de cuivre surbasique.

Cette combinaison se représente par — $SCu^2O^4,2H^3N$;
le correspondant de l'aniline devait être $SCu^2O^4,2C^6H^7N$.

La combinaison anilique s'obtient avec une grande facilité. On se sert, pour cela, d'une solution aqueuse et étendue de sulfate de cuivre, qu'on mélange avec de l'aniline délayée dans l'eau et étendue d'un peu d'alcool, jusqu'à disparition du trouble laiteux. A l'instant, la combinaison se précipite sous forme de paillettes pistache.

Ce sel est très-stable une fois qu'il a été desséché ; on peut alors le laver à l'eau froide, mais l'eau bouillante le décompose immédiatement. Si l'on opère dans une cornue, il passe des va-

(1) Cahier de novembre 1845 de ces Comptes rendus.



peurs d'aniline ; l'eau se charge de sulfate d'aniline, tandis qu'il se dépose un sulfate de cuivre surbasique.

La décomposition par l'eau se représente de la manière suivante :

$$2[SCu^2O^4,2C^6H^7N] + H^2O = 2C^6H^7N + [SH^2O^4,2C^6H^7N] + [SCu^2O^4,Cu^2O]$$

La nouvelle combinaison n'est pas un sel double, c'est un corps du même type chimique que le sulfate d'aniline ; en effet, on a :

$SH^2O^4,2C^6H^7N$	Sulfate d'aniline
$SCu^2O^4,2C^6H^7N$	Nouveau sel.

C'est donc le sulfate d'aniline, dans lequel 2 éq. de cuivre remplacent 2 éq. d'hydrogène.

Si l'on se rappelle que les alcaloïdes organiques s'unissent non-seulement aux acides, mais à des sels métalliques de toute espèce, aux chlorures, aux sulfates, aux nitrates, etc., on établira, je pense, une différence entre les alcaloïdes et les oxydes métalliques, auxquels on assimile à tort les premiers. Les alcaloïdes, et l'ammoniaque qui en est le type, s'unissent aux sels, purement et simplement, sans élimination d'eau, tandis que dans la formation des sels par les oxydes, ou les sels métalliques entre eux, il y a toujours des échanges.

La découverte du sulfate de cuivre bianilique m'a conduit à essayer la transformation de ce corps en sulfanilate. On se rappelle que

Le sulfate d'aniline	$SH^2O^4,2C^6H^7N$	avait éliminé	$H^2O+C^6H^7N$
le nouveau sel	$SCu^2O^4,2C^6H^7N$	devait donc éliminer	$Cu^2O+C^6H^7N$.

Cette réaction a lieu effectivement, mais seulement à une température fort élevée ; la masse devient noire, par suite de l'élimination de l'oxyde de cuivre ; il se développe des vapeurs d'aniline, et si l'on délaye ensuite la masse dans l'eau, l'acide chromique y détermine la coloration rouge caractéristique des sulfanilates.

L'oxyde de cuivre est très-mal attaqué par l'acide sulfanilique ; mais l'hydrate s'y dissout avec beaucoup de facilité en un liquide vert. Par la concentration, le *sulfanilate de cuivre* se dépose en jolis prismes raccourcis, d'un vert foncé, presque noir, durs et très-brillants. Ces cristaux renferment 2 éq. d'eau

de cristallisation, qui ne s'en va qu'à une température supérieure à 100°, en même temps que le sel devient d'un jaune clair. Dissous de nouveau dans l'eau, il reprend sa couleur primitive. Il renferme

$$[C^6(H^6Cu)NSO^3 + 2aq.]$$

Le sel anhydre et jaune se dépose ordinairement sur les parois de la capsule, quand on évapore à un feu trop vif. Ce changement de couleur est caractéristique ; on sait que le sulfate de cuivre est bleu à l'état cristallisé, et blanc à l'état anhydre.

Le *sulfanilate d'ammoniaque* est un sel magnifique qui s'obtient en belles tables rectangulaires, assez minces et douées de beaucoup d'éclat.

Je continue mes recherches sur les anilides, et les publierai dans l'ensemble, avec les détails analytiques, dès qu'elles seront entièrement terminées.

W. HEINTZ. — Réaction pour découvrir l'acide sulfureux.

Voici une réaction fort caractéristique, recommandée par M. Heintz, pour découvrir les moindres traces d'acide sulfureux : on chauffe la substance à examiner, dissoute dans l'eau ou l'acide hydrochlorique, avec une solution de protochlorure d'étain dans l'acide hydrochlorique étendu, jusqu'à ce que le liquide se mette à bouillir. Si le liquide renferme beaucoup de SO^2, il se précipite alors du sulfure d'étain ; mais si SO^2 ne s'y trouve qu'en quantité très-faible, le liquide ne précipite rien, jaunit à peine, et acquiert l'odeur de l'hydrogène sulfuré. Il suffit alors d'y ajouter quelques gouttes de sulfate de cuivre, pour obtenir immédiatement un précipité brun de sulfure de ce métal.

Cette méthode de découvrir l'acide sulfureux n'est, comme on le voit, qu'une modification de celle qui a été signalée il y a plus de cinquante ans par Pelletier, et recommandée plus tard par M. Girardin.

Elle est préférable à celle de MM. Fordos et Gélis, qui est

fondée sur la formation de l'hydrogène sulfuré par le contact du zinc métallique et du gaz sulfureux, en ce qu'elle ne nécessite pas l'emploi d'un petit appareil pour dégager le gaz.

R. J. MEYER. — Analyse de molaires d'un rhinocéros fossile.

Outre le phosphate de chaux et quelque peu de carbonate, l'auteur a trouvé dans ces dents, 2,10 p. c. de *fluor*, déterminé d'après le procédé de M. Woehler.

MERKLEIN ET WOEHLER. — Acide bézoardique.

Les concrétions animales connues sous le nom de *bézoards* et employées autrefois dans l'art de guérir, se distinguent, sous le rapport chimique, en trois espèces. La première comprend les bézoards qui se composent de phosphate de chaux et de phosphate ammoniaco-magnésien; la seconde ceux qui sont formés par l'acide lithofellique; la troisième enfin ceux qui sont constitués par un autre acide auquel MM. Merklein et Woehler (1) proposent de donner le nom de bézoardique.

Les bézoards dits orientaux qui présentent cette composition, sont d'un vert olive foncé, quelquefois brunâtres ou marbrés; ils sont ordinairement ovoïdes ou réniformes, lisses, cassants, d'une texture conchoïde, et renferment une espèce de noyau autour duquel des couches concentriques se sont déposées. Leur odeur, faible, agréable et qui rappelle celle de l'ambre gris ou du musc, devient surtout sensible quand on les brise ou qu'on les dissout dans la potasse; tantôt ils sont de la grosseur d'une fève, tantôt ils atteignent celle d'un petit œuf de poulet.

Ils se distinguent des bézoards d'acide lithofellique, en ce qu'ils ne fondent pas par l'action de la chaleur, mais se charbonnent en se recouvrant de cristaux jaunes.

La meilleure manière d'en extraire l'acide bézoardique à l'état de pureté consiste à traiter à froid par une lessive moyennement concentrée de potasse les bézoards, préalablement privés de leur noyau, et d'agiter le mélange jusqu'à dissolution complète;

(1) *Annal. der Chemie und Pharm.*, t. LV, 129.

il faut tâcher de prendre des proportions de potasse telles qu'il ne se dépose pas de bézoardate à l'état insoluble, et qu'il n'y ait pas un trop grand excès de potasse caustique.

De même il faut éviter d'échauffer la matière ; il est essentiel que le flacon où l'on effectue la solution, contienne le moins d'air possible, parce qu'elle en absorbe vivement l'oxygène. Dès qu'elle s'est éclaircie, on la décante au moyen d'un siphon et l'on y fait arriver un courant de gaz carbonique. De cette manière la plus grande partie de la matière se dépose à l'état de bézoardate de potasse, sous la forme d'un précipité d'abord presque blanc, puis devenant d'un gris verdâtre ; on le jette sur un filtre et après l'avoir lavé à l'eau froide, on l'exprime entre des papiers joseph. Le liquide filtré renferme encore du bézoardate ; on le précipite par l'acide hydrochlorique et on purifie le précipité par le procédé que nous venons d'indiquer.

Le sel de potasse ainsi obtenu est purifié par la cristallisation dans l'eau bouillante ; pour en extraire l'acide, on dissout le sel dans l'eau bouillante et on verse la solution dans l'acide hydrochlorique concentré ; le produit est lavé à l'eau froide.

A l'état de pureté, l'acide bézoardique constitue une poudre légère d'un jaune pâle, qu'on reconnaît au microscope pour des prismes transparents. Il est sans saveur, bien qu'il ne soit pas tout à fait insoluble dans l'eau. A une température élevée il se décompose sans fondre, la masse charbonnée se recouvre alors d'aiguilles jaunes. Si l'on opère dans un courant de gaz carbonique, on obtient encore plus de cristaux, mais il s'en charbonne toujours une bonne quantité.

Il est insoluble dans l'éther ; l'alcool le dissout, en petite quantité, avec une couleur jaune pâle ; la solution possède une légère réaction acide.

L'acide sulfurique concentré le dissout complétement à chaud en se colorant en jaune ; l'eau l'en précipite sans altération. Cette solution étant abandonnée à l'air humide, l'acide bézoardique s'en précipite peu à peu sous la forme de prismes ténus, allongés et presque incolores.

La potasse caustique le dissout immédiatement avec une couleur safranée ; au contact de l'air il s'opère alors une métamorphose sur laquelle nous reviendrons tout à l'heure.

D'après les expériences de MM. Mèrklein et Woehler, l'acide cristallisé renferme

$$C^{14}H^{6}O^{8}+2\ aq.$$

Les 2 éq. d'eau de cristallisation (10,8 p. c.) commencent à se dégager à 100°.

Les propriétés de cet acide font supposer à MM. Merklein et Woehler qu'il est identique à *l'acide ellagique* extrait des noix de galle par M. Chevreul et M. Braconnot, et analysé par M. Pelouze. Pour s'assurer de cette identité, les chimistes allemands ont préparé eux-mêmes cet acide ellagique, et, en effet, les propriétés de ce produit ont été trouvées les mêmes que celles de l'acide bézoardique. Cependant il reste encore un point à résoudre ; M. Pelouze a trouvé dans l'acide ellagique 1/2 p. c d'hydrogène de plus (2,66 p. c.) que MM. Merklein et Woehler dans leur produit ; de quel côté est l'erreur, faut-il conserver la formule de M. Pelouze ou celle des chimistes allemands ?

Ces derniers se décident naturellement pour la leur, sans prouver, d'ailleurs, par l'analyse, que M. Pelouze se soit trompé sur le dosage de l'hydrogène.

Le *sel de potasse* a été aussi analysé, sa formule est (1) :

$$C^{14}(H^{4}K^{2})O^{8}.$$

Il se présente sous la forme d'une masse légère, semblable à du papier, et qui se présente au microscope sous la forme de prismes transparents, souvent flabelliformes. Ordinairement il est gris ou jaune verdâtre clair, et peu soluble dans l'eau froide. Il cristallise avec de l'eau qu'il perd déjà, en jaunissant, par l'ébullition de la solution saturée.

MM. Merklein et Woehler parlent aussi d'un autre sel de potasse très-altérable, qui s'obtient sous la forme d'une poudre jaune citronnée, quand on met l'acide bézoardique en digestion avec une solution alcoolique de potasse. Ils y ont trouvé 34,0 pour 100 de

---

(1) Je ferai remarquer que, dans l'analyse de ce sel de potasse, MM. Merklein et Woehler ont trouvé une quantité d'hydrogène (1,39—1,27) qui irait avec la formule de M. Pelouze. Si l'on considère que l'acide bézoardique est capable de se sublimer en partie, les rapports de M. Pelouze $C^{7}H^{4}O^{4}$, qui en feraient un acide monobasique, acquièrent encore bien plus de vraisemblance. C. G.



potasse, mais rien ne prouve que ce ne soit pas un produit d'altération.

Le *sel de soude* s'obtient quand on fait passer du gaz carbonique dans une solution d'acide bézoardique dans la soude caustique; il se précipite alors sous la forme d'une poudre cristalline, jaune clair, donnant 17,9 pour 100 de soude, d'après la formule

$$C^{14}(H^4Na^2)O^8.$$

L'ammoniaque caustique ne dissout que fort peu d'acide bézoardique, cependant ce dernier s'empare de beaucoup d'ammoniaque. *Le sel ammoniacal* est donc insoluble.

Les résultats obtenus par MM. Merklein et Woehler avec les sels de *baryte de chaux*, et de *plomb* ne présentent rien de net.

Ils n'ont pas été plus heureux dans l'examen de la métamorphose que les bézoardates alcalins éprouvent au contact de l'air.

Lorsqu'on abandonne à l'air une solution d'acide bézoardique, elle jaunit et finit par devenir d'un rouge de sang foncé; cette teinte s'éclaircit peu à peu, en même temps que la surface du liquide se recouvre de cristaux noirs et ternes qui augmentent peu à peu et se déposent au fond. Les auteurs appellent ce produit *glaucomélanate de potasse*. Il est peu soluble dans l'eau froide; l'eau bouillante en dissout davantage, cependant, au lieu de le déposer sans altération, elle précipite du bézoardate régénéré, sous la forme d'une poudre cristalline et grisâtre.

MM. Merklein et Woehler représentent le sel noir par la formule $[C^{12}(H^4K^2)O^7]$ qui est évidemment inexacte; car ce produit ne peut pas renfermer moins de carbone que le bézoardate, puisque, par l'effet seul de l'eau bouillante, il régénère ce dernier.

Tout ce sujet réclame donc de nouvelles recherches.

Voici quelques réactions caractéristiques de l'acide bézoardique.

Quand on y verse une solution neutre de perchlorure de fer, il devient verdâtre, puis vert grisâtre, et finalement, surtout par l'échauffement, il se produit une liqueur bleu-noir et opaque comme de l'encre, et qui ne paraît rien renfermer en suspension.

Si on le mélange avec de l'acide sulfureux, il se prend en gelée au bout de quelque temps, redevient bientôt liquide et se déco-

lore surtout à chaud, en séparant de l'acide bézoardique cristallin.

Enfin si l'on chauffe l'acide bézoardique avec une solution alcoolique de perchlorure de fer, il se convertit en caillots d'un beau bleu foncé semblable à du bleu de Prusse; après la dessiccation, ce produit est noir et insoluble dans l'eau. L'acide hydrochlorique en sépare l'acide bézoardique, en se chargeant d'un mélange de protochlorure et de perchlorure de fer.

Ces phénomènes rapprochent beaucoup l'acide bézoardique de l'acide gallique; en considérant l'analogie de leurs formules, je ne serais même pas étonné que ce dernier prît lui-même naissance dans les réactions précédentes.

SCHNEDERMANN ET KNOP. — Substances contenues dans le lichen d'Islande.

Le mémoire dont nous allons rendre compte (1), traite des substances renfermées dans le lichen d'Islande (*Cetraria islandica*), dont MM. Schnedermann et Knop ont décrit avec beaucoup de soin la constitution anatomique et la composition chimique.

Nous n'en extrairons que cette dernière partie, et encore laisserons-nous de côté de nombreux détails qui ne portent pas un véritable caractère scientifique.

Les deux seuls corps, bien définis, qui ont été obtenus par MM. Knop et Schnedermann, sont des acides; l'un, déjà connu sous le nom de *cétrarine*, est désigné par eux sous le nom d'*acide cétrarique*; l'autre est un nouvel acide gras qu'ils proposent d'appeler *acide lichenstéarique*.

Le meilleur procédé d'obtenir ces matières, consiste à faire bouillir le lichen d'Islande avec un mélange d'alcool concentré et de carbonate de potasse (un quart d'once par livre d'alcool), pendant un quart d'heure. Il se produit ainsi un mélange impur de cétrarate et de lichenstéarate de potasse, soluble dans l'alcool. On filtre et l'on précipite par l'acide hydrochlorique étendu d'eau. Il se précipite ainsi une masse verdâtre, composée d'acide cétrarique, d'acide lichenstéarique, et d'une substance non déterminée.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LV, 144.

On épuise cette masse avec 8 ou 10 fois son poids d'alcool faible bouillant, et l'on filtre rapidement; la solution dépose alors, en plus grande partie, de l'acide lichenstéarique qui se présente, au microscope, en tables quadrangulaires obliques, tandis que l'acide cétrarique cristallise en longues aiguilles et que l'autre substance se prend en grains amorphes. On répète le traitement par l'alcool faible et bouillant, jusqu'à ce qu'on ait ainsi extrait tout l'acide lichenstéarique.

Pour purifier complétement ce produit d'acide cétrarique et de l'autre corps, on le fait bouillir avec de l'huile de naphte rectifiée qui ne dissout pas ces derniers. On filtre la liqueur bouillante qui dépose alors l'acide lichenstéarique dont on complète la purification par des cristallisations dans l'alcool.

Le résidu insoluble dans l'alcool faible qui a servi à extraire l'acide lichenstéarique, renferme la plus forte portion d'acide cétrarique. On le décolore d'abord par des traitements à l'éther, additionné d'une huile essentielle qui se charge de la matière verte; ensuite on le traite par l'alcool concentré et bouillant, qui extrait l'acide cétrarique et le dépose, à l'état cristallisé, par le refroidissement; enfin, de nouveaux traitements par le charbon animal et par la potasse caustique permettent d'obtenir l'acide cétrarique à l'état de parfaite pureté. La substance étrangère dont il est souillé, n'est pas soluble dans la potasse.

Cétrarine ou acide cétrarique. — Il se présente sous la forme d'un tissu d'aiguilles extrêmement ténues comme des poils, d'un blanc éclatant, d'une saveur franchement amère; il n'est pas volatil et ne fond pas sans se décomposer. Il est presque insoluble dans l'eau; l'alcool bouillant et concentré le dissout aisément; l'éther le dissout peu.

Il ne renferme pas d'eau de cristallisation. MM. Schnedermann et Knop le réprésentent par $C^{34}H^{32}O^{15}$, mais cette formule ne me paraît pas exacte et devra se remplacer par

$$C^{18}H^{16}O^{8}$$

qui exprime d'une manière plus précise les résultats de leurs analyses (1).

(1) Les analyses de MM. Knop et Schnedermannn ont été calculées avec 75,12 pour le carbone et donnent 60,25—60,06—60,05 carbone,

Les alcalis caustiques ou carbonatés dissolvent aisement l'acide cétrarique; les solutions sont d'une amertume insupportable, et s'altèrent peu à peu au contact de l'air.

La solution ammoniacale est jaune et se décompose encore plus rapidement que celle dans la potasse ou la soude.

Pour obtenir le *cétrarate d'ammoniaque* à l'état de pureté, il vaut mieux traiter l'acide par le gaz ammoniac; on obtient ainsi une poudre jaune, ayant absorbé 10,2 p. c. d'ammoniaque. Cette quantité correspond à un sel neutre bi-ammoniacal.

La dissolution de ce sel donne, par l'acétate de plomb, un précipité jaune et floconneux que les auteurs représentent par les rapports $[C^{34}(H^{32}Pb^{4})O^{17}]$, mais qui est évidemment

$$[C^{18}(H^{14}Pb^{2})O^{8}]$$

c'est-à-dire du *cétrarate biplombique* neutre.

Le *cétrarate d'argent* constitue un précipité jaune qui brunit rapidement.

Acide lichenstéarique. — Ce corps constitue un acide gras qui se présente sous la forme de petits cristaux nacrés parfaitement blancs. Il est sans odeur, mais d'une saveur âcre et rancide, non amère. Il est tout à fait insoluble dans l'eau; l'alcool le dissout aisément, surtout à chaud, et le dépose par le refroidissement en tables quadrangulaires obliques. L'éther et les huiles essentielles le dissolvent également.

Il fond à 120° environ en une huile limpide qui se concrète par le refroidissement en une masse cristalline.

MM. Schnedermann et Knop le représentent par la formule $[C^{29}H^{50}O^{6}]$ qui ne me paraît pas plus exacte que la précédente. Les rapports

$$[C^{15}H^{26}O^{3}]$$

présentent, à mon sens, plus de vraisemblance (1).

4,63—4,64—4,71 hydrogène. Avec 75, on a pour la formule que je propose : 60,0 carbone et 4,4 hydrogène. C.G.

(1) Les analyses de ces chimistes donnent : carbone 70,4, hydrogène 10,1. La formule $C^{14}H^{24}O^{3}$ correspond à : carbone 70,0, hydrogène 10,0, $C^{15}H^{26}O^{3}$ correspond à : carbone 70,8; hydrogène 10,2. Cette dernière me paraît donc préférable. C.G.

Cet acide est aisément dissous par les alcalis ; les solutions ne s'altèrent point à l'air.

Le *lichenstéarate de potasse* s'obtient en flocons visqueux qui, desséchés et repris par l'alcool, donnent une poudre cristalline.

La solution du sel précédent donne, par le nitrate d'argent, un précipité blanc, grisâtre, qui se colore peu à peu à la lumière. Ce produit s'altère dejà à 100°, en répandant une odeur rancide. MM. Schnedermann et Knop le représentent par $[C^{29}(H^{48}Ag^{2})O^{6}]$, mais ils n'en ont fait qu'une détermination d'argent qui cadre mieux avec la formule (1)

$$[C^{15}(H^{25}Ag)O^{3}].$$

Le *sel de soude* s'obtient en grains blancs.

Le *sel de plomb* s'obtient sous la forme d'un précipité blanc et floconneux qui s'agglutine par la chaleur, en devenant emplastique.

Le *sel de baryte* se comporte de la même manière. Les formules adoptées par les auteurs ont besoin de la même correction que les précédentes ; au reste ils n'ont eux-mêmes pas grande confiance en ces formules et se proposent d'y revenir dans un autre travail.

Nous ne suivrons pas ces Messieurs dans l'énumération des opérations qu'ils ont faites pour isoler du lichen d'Islande une autre substance qui accompagne les acides précédents, et dont ils ne sont pas parvenus à préciser la nature ; nous passerons également sous silence quelques indications vagues sur la matière amylacée, dont M. Mulder avait déjà reconnu l'existence dans ce lichen.

PELOUZE. — Glycérine et dérivés.

Quelques chimistes ayant élevé des doutes sur la composition de la glycérine et des sulfoglycérates, M. Pelouze a cru devoir reprendre l'analyse de ces composés.

(1) L'analyse a donné 29,6 pour 100 d'argent métallique ; ma formule en exige 29,9 pour 100. C.G.

Ses nouvelles analyses (1) confirment, en tout point, ses premiers résultats. La glycérine libre est donc bien

$$[C^3H^8O^3],$$

et les sulfoglycérates $[C^3(H^7M)O^6S]$.

M. Pelouze décrit aussi des combinaisons nouvelles, les *phosphoglycérates*; lorsqu'on mêle la glycérine avec l'acide phosphorique solide (anhydre ou hydraté), la température du mélange s'élève rapidement au delà de 100°, pourvu qu'on opère sur une trentaine de grammes de matière. Le mélange contient beaucoup d'acide phosphoglycérique; après l'avoir étendu d'eau, on le neutralise par du carbonate de baryte, et en dernier lieu par de l'eau de baryte.

La liqueur renferme alors du phosphoglycérate de baryte; précipitée exactement par l'acide sulfurique, elle fournit l'acide phosphoglycérique.

Cet acide donne des sels presque tous solubles dans l'eau, et insolubles ou fort peu solubles dans l'alcool. Semblable à beaucoup d'autres acides, il ne peut être concentré que jusqu'à un certain degré, au delà duquel il se décompose même à froid.

Le sel de chaux et celui de baryte sont précipités par l'alcool à l'état de pureté. Celui de chaux est très-peu soluble à 100°, très-soluble au contraire à froid, de telle sorte qu'il se dépose presque entièrement de sa solution aqueuse, lorsqu'on porte celle-ci à l'ébullition; il se comporte à cet égard comme le phosphovinate.

Chauffé à 170°, le phosphoglycérate de chaux ne s'altère pas, et renferme

$$[C^3(H^7Ca^2)O^6P];$$

le sel de baryte présente la même composition. La composition des phosphoglycérates vient donc aussi à l'appui de ma loi de saturation des acides copulés; en effet, l'acide phosphorique (PH^3O^4) étant tribasique, devait devenir bibasique en s'accouplant avec une substance indifférente et éliminant H^2O.

Suivant les observations de M. Gobley, le jaune d'œuf renfermerait du phosphoglycérate de soude, et du phosphoglycérate d'ammoniaque. Ce fait doit intéresser les physiologistes.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.* t. XXI, p. 718.

OPPERMANN. — Réactions des alcalis végétaux.

Les chimistes savent que plusieurs matières organiques, telles que l'acide tartrique, le sucre, l'albumine, s'opposent à la précipitation d'un grand nombre d'oxydes, au point de les masquer pour un très-grand nombre de réactifs.

M. Oppermann (1) a interrogé l'expérience dans le but de savoir si ces mêmes substances organiques entravaient aussi la précipitation des alcalis végétaux ; cette question présentait de l'intérêt sous le rapport toxicologique.

Il résulte des expériences de M. Oppermann, que, malgré la présence de l'acide tartrique, le bicarbonate de soude précipite la cinchonine, la narcotine, la strychnine et la vératrine, tandis que la quinine, la morphine et la brucine restent masquées.

L'acide tartrique masque également la réaction de l'infusion de noix de galle, pour tous ces alcalis, à l'exception de la cinchonine et de la strychnine, mais elle précipite abondamment les cinq autres, dès que l'acide a été neutralisé par l'ammoniaque ; il est cependant à remarquer qu'un excès de ce dernier redissout le tannate de brucine.

On voit de plus, et ce fait est digne d'attention, que de deux alcalis qui se rencontrent dans la même plante, l'un est constamment masqué par l'acide tartrique, tandis que l'autre ne l'est point ; ce moyen peut donc servir à la séparation de ces alcalis.

A.W. HOFMANN. — Réaction caractéristique de la benzine.

La facilité avec laquelle la benzine (benzène normal, benzole) se convertit en aniline, permet de découvrir aisément cet hydrogène carboné, quand même il se trouve mélangé avec d'autres huiles.

On sait que cette transformation s'opère par l'intermédiaire du nitrobenzide (benzène nitrique G.), qui se réduit en présence de l'hydrogène sulfuré. Suivant les observations de M. Hofmann,

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, 810.

cette réduction a lieu aussi par l'effet de l'hydrogène naissant (1).

Voici comment on peut s'assurer de l'efficacité de cette dernière méthode. Dans un petit tube à réactions, on verse une goutte de benzine, et on la chauffe légèrement avec de l'acide nitrique fumant, pour la convertir en nitrobenzide. On ajoute beaucoup d'eau, de manière à précipiter des gouttelettes de nitrobenzide, et on agite avec de l'éther pour s'emparer de ce produit. On verse la solution éthérée dans un autre petit tube, on y ajoute volumes égaux d'alcool et d'acide hydrochlorique ou d'acide sulfurique étendu, puis on y jette quelques fragments de zinc en grenailles. Au bout de cinq minutes, il se sera dégagé assez d'hydrogène pour opérer la production de l'aniline qui se trouvera combiné avec l'acide ajouté.

$$\underbrace{C^6H^5NO^2}_{\text{Nitrobenzide.}} + 3H^2 = 2H^2O + \underbrace{C^6H^7N}_{\text{Aniline.}}$$

On sursature alors par de la potasse, et l'on agite de nouveau avec de l'éther qui dissout l'aniline mise en liberté. Une goutte de cette solution éthérée, abandonnée sur un verre de montre et mélangée avec une solution d'hypochlorite de chaux, donne immédiatement les nuages violacés qui caractérisent l'aniline.

Ces différentes opérations paraissent assez compliquées sur le papier, et cependant elles peuvent s'exécuter très-rapidement et sans aucune difficulté.

Si la benzine était mélangée avec d'autres corps, il faudrait nécessairement les en séparer autant que possible, enlever les bases et les acides par des distillations avec un acide ou un alcali, et n'opérer que sur les premières portions de la distillation.

M. Hofmann est parvenu ainsi à découvrir la benzine dans un mélange qui renfermait plus de 80 pour 100 de styrole, bien qu'il n'eût soumis aux opérations précédentes que quelques gouttes de ce mélange.

Si la benzine est mélangée avec des essences, par exemple, avec l'essence de térébenthine, il faut avoir soin d'y ajouter

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LV, p. 200.

l'acide nitrique peu à peu et de refroidir, afin que la benzine ne se volatilise pas.

Cette manière de découvrir la benzine a été employée par l'auteur avec succès, dans différentes recherches.

H. MEYER ET D. ZENNER. — Acides volatils de la racine d'angélique.

M. Buchner jeune a découvert, il y a quelques années (1), dans la racine d'angélique, un nouvel acide volatil, qui possédait quelques propriétés de l'acide valérianique, et cristallisait en gros prismes à quelques degrés au-dessus de zéro.

Cet acide a été étudié par MM. Meyer de Bremervörde et Zenner de Lichtenfels, élèves de M. Liebig.

Pour extraire cet acide de la racine d'angélique, on opère de la manière suivante : on la fait bouillir avec du lait de chaux, on passe à travers un linge, on sature par l'acide sulfurique le liquide concentré et on soumet celui-ci à la distillation. Le récipient se charge alors d'une eau trouble qu'on sature par la potasse caustique. La lessive est alors desséchée au bain-marie, ce qui la débarrasse d'une certaine huile volatile. Le résidu est de nouveau distillé avec de l'acide sulfurique ; il passe ainsi un liquide très-acide, qui n'est autre que l'acide valérianique, tenant en dissolution de l'acide angélique. Ce dernier s'obtient à l'état cristallisé, quand on refroidit convenablement le produit ; on soutire alors avec une pipette l'acide valérianique surnageant qu'on obtient pur par une nouvelle rectification.

L'acide angélique se purifie par la cristallisation dans l'eau bouillante ; il s'obtient aisément en cristaux incolores, acides et fusibles à 45°. Son odeur est aromatique. Il bout à 190°, et distille sans altération.

Il est peu soluble dans l'eau froide ; mais il se dissout aisément dans l'alcool, l'éther, les huiles grasses et les huiles essentielles.

L'analyse de cet acide a conduit à la formule (2)

$$C^5H^8O^2,$$

qui ferait de l'acide angélique un homologue de l'acide acrylique.

---

(1) *Annal. der Chemie und Pharm.* XLII. 226

(2) Il serait possible que le pyrogaïol normal C^5H^4O obtenu par M. De-

Les angélates, évaporés à l'air, perdent aisément une grande partie de l'acide ; ceux à base d'alcalis ou de terres alcalines sont solubles dans l'eau. Les sêls alcalins se dissolvent aussi dans l'alcool.

Quand on dissout de l'oxyde d'argent dans une solution aqueuse d'acide angélique et qu'on évapore à une très-douce chaleur, on obtient de petits cristaux, ordinairement grisâtres, *d'angélate d'argent*, qui sont solubles dans l'eau et l'alcool. Il renferme

$$[C^{5}(H^{7}Ag)O^{2}],$$

et perd de l'acide quand on le porte à une température élevée.

On obtient le *sel de plomb* en dissolvant la litharge dans une solution aqueuse d'acide angélique et évaporant à une douce chaleur. Le sel cristallise aisément en fort beaux cristaux renfermant

$$[C^{5}(H^{7}Pb)O^{2}],$$

qui fondent par la chaleur en perdant une grande partie de leur acide.

Le *sel de chaux* est fort soluble dans l'eau, et cristallise en feuillets brillants, renfermant

$$[C^{5}(H^{7}Ca)O^{2}+aq.].$$

Quant au liquide qui tenait l'acide angélique en dissolution, l'analyse a démontré que c'était de l'acide valérianique, avec une certaine quantité d'acide acétique.

L. VON MORO. — Acides volatils des baies d'aubier.

On sait que M. Chevreul a trouvé *l'acide phocénique* dans les baies de *Viburnum Opulus*, et que cet acide, suivant les recherches de M. Dumas, n'est autre que l'acide valérianique.

Cette identité ayant été contestée par M. Krämer, quant à l'acide volatil renfermé dans l'écorce de cet arbrisseau, M. Léopold von Moro s'est de nouveau occupé de la question ; il s'est assuré par l'analyse que cet acide est bien réellement l'acide valérianique.

---

ville, dans la distillation sèche du galac (mon *Précis*, t. I, p. 544), fût l'aldéhyde de l'acide angélique. C. G.

TH. WERTHEIM. — Métamorphoses de l'essence d'ail et de l'essence de moutarde.

J'ai fait connaître, l'an dernier (1), la transformation remarquable qu'éprouve l'essence de moutarde, soumise à l'action du potassium métallique; j'ai démontré que cette essence se convertit alors en essence d'ail.

Cette curieuse métamorphose vient d'être aussi observée dans d'autres circonstances, par M. Wertheim (2), à qui l'on doit les premières analyses de l'essence d'ail.

En rendant compte de mes expériences, j'avais émis quelques doutes sur l'exactitude de la formule que ce chimiste assigne à l'essence d'ail; j'ai regret de le dire, son nouveau travail est loin de les dissiper, et, malgré l'importance réelle des observations de l'auteur, elles auraient besoin d'être contrôlées par des formules plus exactes.

Quoi qu'il en soit, voici les métamorphoses observées par M. Wertheim.

I. Quand on chauffe l'essence de moutarde avec un mélange de soude et de chaux, dans un tube fermé et recourbé de manière que le produit de la distillation puisse se condenser dans l'une des branches, il se produit une huile particulière, la même à laquelle M. Wertheim a déjà donné le nom d'*oxyde allyle* et qu'il suppose formé de $C^6H^{10}O$. Cependant les analyses faites par l'auteur sont loin de s'accorder avec cette formule (3).

Le résidu renferme une quantité considérable de sulfocyanure, ainsi que l'indique la réaction par le perchlorure de fer.

L'huile produite dans cette réaction a la propriété de donner avec une solution alcoolique de nitrate d'argent une belle combinaison cristalline dans laquelle M. Wertheim a dosé l'argent,

---

(1) Cahier de février 1845.

(2) *Ann. der Chemie und Pharm.*, t. LV, 297. Cahier de septem., 1845.

(3) Analyse calculée avec 75,86 : carbone 67,17—65,71; hydrogène 9,30—9,14. Calcul de la formule avec 75 : carbone 73,4; hydrogène 10,2. L'auteur cherche à expliquer ces différences, en les attribuant à l'avidité avec laquelle le produit attire l'oxygène de l'air. C. G.

le carbone et l'hydrogène, et qu'il réprésente par [$C^6H^{10}O,2N AgO^5$]. Je ne pense pas que cette formule soit exacte (1).

II. Si, au lieu d'employer la soude et la chaux, on traite de la même manière l'huile de moutarde par du monosulfure de potassium, obtenu par la réduction du sulfate, il passe une huile qui possède l'odeur et les propriétés de l'huile d'ail; le résidu contenu dans l'autre branche renferme beaucoup de sulfo-cyanure. Cette métamorphose s'effectue aisément et réussit à une température qui dépasse à peine 100°.

L'huile produite précipite une solution alcoolique de bichlorure de platine en jaune; le précipité renferme 48,45 platine, comme celui que M. Wertheim avait obtenu avec l'essence d'ail (2).

Enfin, si au lieu d'employer le monosulfure de potassium on prend un sulfure supérieur, il se sublime de belles aiguilles dont la nature n'a pas été examinée.

III. Dans son premier mémoire, M. Wertheim a décrit une combinaison qui se produit par le mélange de solutions alcooliques d'essence d'ail et de sublimé corrosif.

Si on mélange cette combinaison avec un excès de sulfocyanure de potassium, et qu'on porte la masse à 120 ou 130°, elle noircit et aussitôt on sent l'odeur âcre de l'essence de moutarde. Le produit condensé se concrète avec l'ammoniaque.

M. Wertheim explique toutes ces métamorphoses en partant d'un radical hypothétique, l'*allyle*, dont il groupe les réactions d'après des vues dualistiques. En rendant compte de son premier travail, j'ai déjà eu l'occasion de démontrer l'inexactitude des

---

(1) En considérant la propriété que possède le soi-disant oxyde d'allyle de se combiner directement avec le nitrate d'argent, à la manière des alcaloïdes, on ne peut s'empêcher de soupçonner, dans cette huile, l'existence de l'azote. Remarquez que M. Wertheim n'a pas dosé l'azote dans la combinaison argentique. Si ma supposition se confirme, l'oxyde d'allyle serait un alcaloïde C^6H^5N non oxygéné (65,4 carbone calculé avec 75 et 9,1 hydrogène) et homologue de la conine $C^8H^{15}N$. Dans ce cas, la combinaison argentique serait [$C^6H^5N, NAgO^5$], c'est-à-dire : carbone 16,0; hydrogène 2,2; argent 48,0. Analyse : carbone avec 75,86, 16,17; hydrogène 2,92; argent, peut-être carboné, 49,61. C. G.

(2) Voir ces Comptes rendus, cahier de janvier, 1845.



formules adoptées par l'auteur; ce sujet réclame donc une nouvelle étude.

FARADAY. — Liquéfaction et solidification des gaz.

Le célèbre physicien anglais s'est livré à une série d'expériences, dans le but de liquéfier ou de solidifier certains corps, qui, dans l'état habituel, sont gazeux; il les a soumis, pour cela, à une pression considérable en même temps qu'à un grand abaissement de température.

Pour obtenir la pression, M. Faraday employait deux pompes à air, fixées sur une table; ces pompes communiquaient entre elles par un conduit disposé de manière qu'au moyen de la première pompe on pouvait chasser les gaz dans l'autre. Celle-ci, à son tour, recevait le gaz condensé à 10, 15 ou 20 atmosphères, et le poussait, par une pression bien plus forte, dans le récipient destiné à recevoir le produit.

L'abaissement de température était déterminé au moyen du mélange de Thilorier, composé d'éther et d'acide carbonique solide. Dans les cas où la pression n'avait pas d'influence, et où les résultats dépendaient plutôt de l'intensité du froid, M. Faraday renforçait les effets du mélange réfrigérant par ceux du vide de la machine pneumatique.

Sans entrer ici dans les détails de ces opérations délicates, nous nous bornerons à en résumer les principaux résultats.

Le *gaz oléfiant* se condense en un liquide incolore et transparent, mais il ne se solidifie pas, même au bain d'acide carbonique dans le vide.

L'*acide hydriodique* se condense aisément à la température du bain d'acide carbonique. On peut l'obtenir solide ou liquide. Solide, il est parfaitement limpide, transparent, et présente des fissures semblables à celles qui traversent la glace. Sa température de solidification approche de —60° Fahr., et alors sa vapeur n'exerce pas la pression d'une atmosphère. A quelques degrés au-dessus, il se liquéfie; la température où ce passage a lieu se confond avec celle qui correspond à la pression d'une atmosphère.

L'*acide hydrobromique* se condense en un liquide limpide et

incolore, à 100° au-dessous de 0°, ou à une plus basse température.

Liquéfié sous la pression d'environ 9 atmosphères à 160°, le *fluorure de silicium* est clair, limpide, incolore et mobile, comme l'éther échauffé. M. Faraday n'est pas parvenu à le solidifier.

L'*hydrogène phosphoré* se liquéfie aussi; il se présente alors sous la forme d'un liquide transparent et incolore, ne pouvant se solidifier par aucun abaissement de température; soustrait à l'influence de la pression, il reprend immédiatement la forme gazeuse.

Le bain ordinaire d'acide carbonique ne suffit pas pour condenser le *fluorure de bore*, mais il faut en même temps l'application du vide pour le liquéfier. Ce corps se présente alors sous la forme d'un liquide limpide, sans indice de solidification, et mobile aux plus basses températures comme l'éther échauffé.

Le *gaz hydrochlorique* ne se congèle pas aux plus basses températures. Liquide, il attaque et dissout le mastic des appareils. La dissolution se met à bouillir quand elle cesse d'être comprimée, et alors elle abandonne à l'état solide la résine qu'elle avait renfermée.

L'*acide sulfureux* liquide dissout également la résine. Il devient cristallin, transparent et solide à la température de 105° Fahr. Les cristaux sont assez bien définis quand tout l'acide n'est pas concrété.

L'*hydrogène sulfuré* se solidifie à — 122° Fahr., sous la forme d'une substance blanche et translucide, composée de cristaux confus, semblables à ceux du sel marin ou du nitrate d'ammoniaque.

L'*acide carbonique* a été, comme on sait, solidifié par M. Thilorier, sous la forme d'une masse blanche, concrète, semblable à la neige. Fondu et solidifié de nouveau à une basse température, il se présente sous la forme d'un corps extrêmement limpide et incolore comme la glace. Il fond à — 72° ou 70° Fahr.; le liquide est moins dense que l'acide concret. Solide ou liquide il exerce alors une pression d'environ 5,33 atmosphères.

L'*oxyde de chlore* se transforme aisément en une matière solide et cristalline, qui se fond, par une légère élévation de tem-

pérature, en un liquide orangé, et se congèle de nouveau par le refroidissement. Solide, ce corps présente l'aspect du bichromate de potasse, un peu dur, cassant et translucide. Les cristaux sont parfaitement limpides et fondent à — 75°.

Le *protoxyde d'azote* s'obtient à l'état solide, au moyen du bain d'acide carbonique et du vide. Il est alors cristallin et incolore. La température nécessaire pour produire cet effet, a dû se rapprocher de — 150° environ ; la pression de la vapeur du corps solidifié était moindre que celle de l'atmosphère.

M. Faraday pense qu'il pourrait s'employer dans certaines occasions pour produire un froid beaucoup plus intense que celui qui est déterminé par l'acide carbonique.

Le *cyanogène* devient solide, transparent et cristallin, ainsi que M. Bunsen l'avait déjà indiqué. Il se liquéfie à — 30° Fahr.; solide ou liquide, il paraît avoir la même densité.

L'*ammoniaque* peut s'obtenir sous la forme d'une substance solide, blanche, translucide, cristalline, fusible à — 103°.

L'*hydrogène arséniqué* avait déjà été liquéfié par MM. Dumas et Soubeiran. Suivant M. Faraday, il ne se solidifie pas même aux plus basses températures, c'est-à-dire à — 166° Fahr.

Les corps suivants ne se congèlent pas à la température du bain d'acide carbonique dans le vide : le chlore, l'éther, l'alcool, le sulfure de carbone, la camphine ou huile de térébenthine rectifiée. L'alcool, la camphine, la caoutchine, perdent leur fluidité et s'épaississent un peu vers — 106° et encore plus à — 166°.

L'*acide nitreux* jaune, refroidi au-dessous de 0°, perd en grande partie sa couleur et se change en des cristaux cassants et légèrement translucides fusibles, un peu au-dessus de 0° Fahr. L'acide vert est probablement hydraté, et exige, pour se solidifier, une température bien plus basse : il devient alors d'un bleu pâle. Selon M. Faraday, il y a là évidemment deux corps : l'acide anhydre qui cristallise le premier, et l'hydrate qui exige au moins — 30° pour sa solidification.

Les gaz suivants n'ont présenté aucun indice de liquéfaction à la température du bain d'acide carbonique et dans le vide, même aux pressions indiquées dans le tableau suivant.

	Atmosphères.
Hydrogène	27
Oxygène	27
Azote	50
Bioxyde d'azote	50
Oxyde de carbone	40
Gaz de l'éclairage	32

Il n'a pas été possible, à cause des fuites, d'employer pour tous les gaz les plus fortes pressions.

Bien que M. Faraday n'ait condensé ni l'oxygène, ni l'hydrogène, ni l'azote, sur lesquels s'étaient d'abord portées ses recherches, il est parvenu, comme nous venons de le voir, à ajouter six substances au nombre des gaz qui peuvent se liquéfier, et à en ramener sept à l'état solide.

Les observations précédentes sont accompagnées de tableaux indiquant la tension à différentes températures, de la vapeur des corps sur lesquels l'auteur a expérimenté; de nombreuses difficultés provenant, soit de l'emploi de thermomètres, soit de la nature même des appareils, ne lui ont pas permis d'obtenir des nombres bien exacts. M. Faraday espère néanmoins qu'on en pourra tirer parti dans l'appréciation générale des lois qui régissent la vaporisation de tous les corps.

GERHARDT. — Poids atomique du chlore.

Depuis que les chimistes ont repris la détermination des poids atomiques, en employant des méthodes plus rigoureuses, l'hypothèse du docteur Prout s'est trouvée confirmée pour un grand nombre de corps simples. En effet, cette détermination a toujours donné des multiples de l'hydrogène, quand les méthodes avaient été assez simples et assez directes.

La détermination du poids atomique du carbone, de l'hydrogène, de l'azote, a fourni, sous ce rapport, des résultats si précis, que M. Dumas s'est déclaré ouvertement en faveur de l'hypothèse du chimiste anglais.

Il y avait cependant un élément pour lequel l'expérience avait constamment donné des résultats contraires à cette hypothèse : le chlore déterminé successivement par MM. Berzélius, Marignac et Pelouze, n'avait jamais conduit à un multiple en

nombre entier; les résultats de ces chimistes s'accordaient toujours avec le nombre 35,5, l'hydrogène étant égal à l'unité.

Frappé de cette circonstance, j'ai repris, avec M. Faget, les expériences de ces chimistes; j'ai opéré d'après la même méthode, en calcinant du chlorate de potasse parfaitement pur, et déterminant par la pesée le résidu de chlorure de potassium. J'ai eu soin d'observer, dans ces expériences, toutes les précautions si bien décrites par M. Marignac.

Plusieurs expériences dont je supprime les détails, m'ont conduit absolument aux mêmes résultats, savoir :

I	II	III	
60,871	60,881	60,875	Résidu pour 100 de chlorure.

J'ai opéré sur quatre ou cinq grammes de matière; ma balance accusait parfaitement les fractions de milligramme.

Ces résultats, on le voit, sont exactement ceux de MM. Berzélius, Pelouze et Marignac.

On va voir cependant qu'ils sont à corriger.

J'ai remarqué, en effet, que les précautions prescrites par M. Marignac ne suffisent pas pour empêcher le courant de gaz oxygène d'entraîner une certaine quantité de chlorure, quantité minime il est vrai, mais toujours assez forte pour modifier le poids atomique cherché.

Aux précautions déjà employées, j'ai donc ajouté la suivante : j'ai adapté à l'appareil un tube recourbé en U plein de coton mouillé, puis à ce tube un second, rempli de pierre ponce humectée d'acide sulfurique. Quelques essais préalables m'ont démontré que le courant n'entraînait ainsi aucune trace de chlorure.

Cette fois, les expériences, tout aussi concordantes que les précédentes, ont donné un poids de chlorure sensiblement supérieur au poids du chlorure obtenu précédemment. Voici les résultats :

I	II	III
60,947	60,947	60,952

Or, si l'on calcule le poids atomique du chlore d'après ces données, on arrive exactement au nombre multiple 36.

Je dois ajouter qu'aucun soin n'a été négligé pour rendre ces

expériences aussi exactes que possibles ; une seule opération m'a toujours occupé toute une journée.

Ces expériences donnent un nouvel appui aux idées de M. Dumas sur la valeur de l'hypothèse du docteur Proret.

AXEL ERDMANN. — Poids atomique du zinc.

Quatre expériences faites en oxydant, dans un creuset de porcelaine et non de platine, du zinc parfaitement pur, ont donné pour le poids atomique du zinc :

I	II	III	IV	Moyenne.
406,249	406,519	406,649	406,947	406,591

La moyenne de ces expériences n'est que de 3,365 plus élevée que le nombre 403,226 obtenu antérieurement par M. Gay-Lussac.

Le résultat de la première expérience correspond sensiblement à 65 fois l'atome de l'hydrogène (406,25).

D'après la moyenne de M. Axel Erdmann, la composition des corps suivants est alors :

			Anciens nombres.
Oxyde de zinc. . . .	Zinc.	80,26	80,13
	Oxygène.	19,74	19,87
Sulfure de zinc. . . .	Zinc.	66,91	66,72
	Soufre.	33,09	33,28
Sulfate de zinc. . . .	Oxyde de zinc. . . .	50,26	50,10
	Acide sulfurique. . .	49,74	49,90

LEBLANC. — Composition de l'air dans quelques mines.

Pendant son séjour à Poullaouen, l'auteur a effectué quelques analyses d'air en volume, tant dans la mine de Poullaouen que dans celle d'Huelgoat, à raison de quelques circonstances qui pouvaient d'avance faire prévoir une altération locale dans l'air de ces mines.

Les analyses ont été faites sur de l'air recueilli dans des flacons bouchés à l'émeri, et préalablement remplis de mercure bien sec. Ces flacons étaient contenus dans une boîte à compartiments munie d'une courroie et que l'opérateur portait sur lui. On vidait les flacons dans l'intérieur de la mine sur les divers points dont on voulait connaître l'atmosphère, et les flacons, soigneusement rebouchés, rentraient dans la boîte où leurs goulots

renversés étaient assujettis à plonger invariablement dans le mercure.

L'air, ainsi recueilli, a été analysé au laboratoire de la mine de Poullaouen, au retour de la descente dans la mine. L'acide carbonique a été absorbé par une colonne de potasse liquide, introduite sur le mercure dans un tube divisé. L'oxygène a été dosé dans le résidu, par absorption, au moyen du phosphore employé à chaud.

Il résulte des expériences (1) de M. Leblanc, que l'air le plus altéré par l'effet de la respiration et de la combustion des lampes offre une proportion de 3 à 4 pour 100 d'acide carbonique, et une diminution de 4 à 5 pour 100, dans la proportion de l'oxygène. Dans ces conditions, la lampe du mineur s'éteint; l'ouvrier travaille alors souvent dans l'obscurité. La respiration des hommes est un peu gênée; cependant le travail est encore possible, tant que l'altération ne dépasse pas cette limite, et lorsque la température est peu élevée.

L'analyse de l'air de la mine d'Huelgoat, recueilli dans une entaille ascendante, partant de la galerie d'écoulement, où l'air est normal, présente beaucoup d'intérêt; on y voit la proportion d'oxygène s'abaisser jusqu'à 10 pour 100, sans que cet abaissement puisse trouver son explication dans une quantité correspondante d'acide carbonique formé. Une semblable atmosphère est non-seulement impropre à entretenir la combustion, car les lampes s'y éteignent subitement; mais les hommes ne sauraient y pénétrer sans être exposés à une asphyxie presque immédiate. M. Leblanc attribue à l'influence des pyrites très-abondantes dans le filon d'Huelgoat, cette altération profonde dans la composition de l'air. Une absorption continue d'oxygène s'établit sur plusieurs points, et si l'air n'est pas agité par des courants, la différence très-faible dans la densité des deux atmosphères contiguës maintient une démarcation assez tranchée dans la composition de deux masses d'air voisines. M. Chevreul avait déjà signalé l'influence que les sulfures alcalins, formés aux dépens des sulfates et des matières organiques, peuvent exercer sur des atmosphères fort circonscrites.

(1) *Annales de Chim. et de Phys.*, tom. XV, pag. 488.

Chimie et Pharmacie.

Recherches chimiques sur le jaune d'œuf,

Par M. Gobley, professeur agrégé à l'École de Pharmacie.

Mémoire présenté à l'Académie royale des sciences.

SUITE.

Cholestérine.

C'est à M. Lecanu que l'on doit la découverte de la cholestérine dans le jaune d'œuf. Ce chimiste distingué a remarqué que, lorsqu'après avoir séparé par le filtre la matière solide qui se déposait par le refroidissement de l'huile à 10°, on exposait le liquide huileux à l'action d'une température de 12° à 15°, au bout de quelques jours, il s'en séparait une matière solide sous forme de lames brillantes et nacrées.

En plaçant l'huile dans les mêmes conditions, je suis arrivé aux mêmes résultats. La substance obtenue a été regardée par M. Lecanu comme de la cholestérine, parce qu'elle n'était pas saponifiable par les alcalis, et parce qu'elle fondait à 145°. Cependant son point de fusion qu'il avait trouvé de quelques degrés plus élevé que celui de la cholestérine étudiée par M. Chevreul, laquelle était fusible à 137°, lui a fait penser que peut-être cette matière serait une variété de cholestérine. Il était donc important de vérifier, surtout par l'analyse, si la cholestérine du jaune d'œuf était identique avec celle des calculs biliaires.

La cholestérine du jaune d'œuf se présente sous la forme de feuillets blancs et d'un brillant nacré. Elle n'a ni odeur, ni saveur; elle fond, après avoir été bien desséchée, à 145° C.; elle n'est pas saponifiable par les alcalis, prend une couleur rouge par son contact avec l'acide sulfurique à la température de 27°, et se transforme en acide cholestérique sous l'influence de l'acide azotique; elle renferme 5 pour cent d'eau qu'elle perd par la fusion.

Soumis à l'analyse, 0^{gr},451 de cholestérine fondue, par con-

séquent privée d'eau, m'ont fourni 1gr.,407 d'acide carbonique, et 0gr.,472 d'eau, ce qui donne en centièmes :

Carbone.	85,083
Hydrogène.	11,628
Oxygène.	3,289
	100,000

M. Chevreul a trouvé pour la cholestérine des calculs biliaires :

Carbone.	85,095
Hydrogène.	11,880
Oxygène.	3,025
	100,000

Ainsi les deux cholestérines présentent les mêmes propriétés, la même composition, et ne diffèrent que par le point de fusion. J'ai cherché à me rendre compte de cette différence; pour cela, j'ai essayé comparativement dans le même bain, l'une et l'autre cholestérine, et j'ai vu que les deux auteurs étaient parfaitement d'accord; seulement que M. Chevreul avait noté le moment où la matière fondue se solidifie; M. Lecanu, celui où elle entre en fusion. La cholestérine du jaune d'œuf est donc identique avec celle des calculs biliaires; il n'existe, par conséquent, qu'une seule et même cholestérine présentant toujours la même composition et le même point de fusion. Cette substance doit jouer un rôle très-important dans l'organisation animale, car on la trouve dans les principaux organes, dans les principaux liquides de l'économie, dans le cerveau, dans le poumon, dans le sang, dans la bile.

Il est difficile de séparer de l'huile d'œuf toute la cholestérine qu'elle renferme; on n'y parvient qu'en la traitant un grand nombre de fois par de l'alcool à 88° C. bouillant; on dissout, par ce moyen, toute la cholestérine, une grande partie de la matière colorante et une certaine quantité d'oléine. On reconnaît que toute la cholestérine est séparée lorsque l'alcool n'en donne plus par l'évaporation; l'huile est alors entièrement ou presque entièrement décolorée.

La liqueur, débarrassée de la majeure partie de l'alcool qu'elle renferme, donne par le refroidissement de la cholesté-

rine cristallisée. Cette substance, qui est colorée en jaune rougeâtre, prend en cristallisant une telle quantité de liquide, que j'en ai cru la proportion beaucoup plus considérable qu'elle ne l'est réellement.

Pour purifier la cholestérine, il faut la faire dissoudre à plusieurs reprises dans de l'alcool bouillant, pour séparer par décantation, l'oléine entraînée, et la comprimer ensuite dans du papier non collé. Enfin, on la fait bouillir dans de l'alcool rendu alcalin par une petite quantité de potasse, et on lui fait subir plusieurs cristallisations, en ayant soin chaque fois de la laver sur le filtre avec de l'alcool froid.

Dans une première expérience 160gr. d'huile d'œuf m'ont donné 3gr.,70; dans une seconde, la même quantité d'huile m'en a fourni 3gr.,50; enfin j'ai obtenu pour une même proportion d'huile 3gr.,30. La moyenne de la quantité de cholestérine contenue dans 100 parties d'huile d'œuf est de 2,18 pour 100. Or 100 parties de jaune d'œuf contenant en moyenne 21,304 d'huile doivent fournir 0gr.,438 de cholestérine.

La cholestérine ne paraît pas être maintenue en dissolution dans le jaune d'œuf à la faveur seule de la substance huileuse, la partie savonneuse semble partager avec elle cette propriété, car l'huile d'œuf ne peut la tenir tout entière dissoute à la température ordinaire. Wagner a observé qu'une solution aqueu e de 4 parties de savon dissolvait une partie de cholestérine; or comme la proportion en est plus élevée encore dans le jaune d'œuf, il est permis de penser que c'est par son intermédiaire qu'elle s'y trouve en partie dissoute. En serait-il de même pour le sang et pour la bile? ne serait-ce pas parce que la quantité de savon n'est pas assez considérable dans la bile qu'une portion de cholestérine se sépare pour former les calculs biliaires? D'après cette hypothèse, les préparations de savon seraient fort utiles aux individus affectés de cette maladie.

Matière visqueuse.

Cette substance paraît avoir été entrevue par John qui la considéra comme n'étant pas de nature grasse. C'est la partie la plus intéressante du jaune d'œuf; c'est elle qui contient le phosphore que l'on sait y exister en assez grande quantité.

Pour l'obtenir, on traite le jaune d'œuf préparé, ou le jaune d'œuf privé par la chaleur de la majeure partie de l'eau qu'il renferme, par l'alcool bouillant ou par l'éther, la liqueur évaporée laisse pour résidu : 1° l'huile d'œuf ; 2° la matière molle que j'ai désignée sous le nom de matière visqueuse. On isole celle-ci au moyen de la filtration dans une étuve ; l'huile passe seule à travers le papier. Cependant la matière visqueuse en retient encore ; en l'étendant sur du papier à filtrer jusqu'à ce qu'elle cesse de le tacher, on en isole une nouvelle portion, mais on ne peut, par ce moyen, en séparer la totalité.

La matière visqueuse est demi-transparente, d'une consistance molle, d'une couleur jaune orangée, d'une odeur de jaune d'œuf durci. Elle est sans action sur le tournesol ; sous l'influence de la chaleur, elle ne fond pas, mais se boursoufle, et, si la température est suffisamment élevée, elle répand des vapeurs ammoniacales et laisse un charbon acide. Ce charbon doit son acidité à l'acide phosphorique, car brûlé à l'aide du nitrate d'ammoniaque, il laisse de l'acide phosphorique ; calciné avec un mélange de carbonate et de nitrate de potasse, il fournit du phosphate de potasse. On ne peut douter, d'après ces expériences, que ce ne soit dans la matière visqueuse que se trouve le corps qui renferme le phosphore, car l'huile ne possède ni l'une ni l'autre de ces propriétés.

La matière visqueuse se divise dans l'eau et forme avec ce liquide une espèce d'émulsion. Le mélange devient glaireux lorsqu'on le chauffe ; une petite quantité de cette substance suffit pour rendre glaireuse une proportion d'eau assez considérable.

Elle se dissout dans l'éther sans laisser de résidu sensible ; l'alcool absolu la dissout à froid, mais en laissant un dépôt de margarine et d'oléine ; l'alcool à 88° C. ne la dissout qu'à chaud en laissant toutefois, comme l'alcool absolu, de la margarine et de l'oléine ; par le refroidissement, la matière visqueuse se précipite et la cholestérine cristallise à la surface du liquide. L'eau de potasse en dégage des quantités très-sensibles d'ammoniaque. Elle est insoluble dans l'huile d'œuf lorsqu'elle contient de l'eau, mais quand elle n'en renferme pas, elle s'y dissout ou s'y divise, et le tout ne forme qu'une masse qui se prend en gelée ; lorsqu'on ajoute de l'eau, et qu'on chauffe, la

matière visqueuse s'hydrate et gagne le fond du vase, tandis que l'huile reste à la surface.

Afin de faciliter l'étude de cette curieuse substance, je ferai connaître dès à présent sa composition. Lorsqu'elle est pure, elle est constituée par un mélange d'acide oléique, d'acide margarique, et d'un acide particulier contenant du phosphore; ces trois acides sont combinés avec l'ammoniaque et forment un véritable savon, lequel est comme enveloppé par une matière organique azotée qui ne paraît pas être de la vitelline, et qui m'a pendant longtemps empêché de reconnaître la nature de la matière visqueuse; telle qu'on l'obtient au moyen de l'éther ou de l'alcool bouillant, elle retient interposés du chlorure de sodium, du chlorhydrate d'ammoniaque, du phosphate de chaux, de cette substance que M. Berzélius a désignée sous le nom d'extrait de viande, et une petite quantité d'huile d'œuf.

Les acides et les alcalis exercent sur la matière visqueuse une action très-remarquable; c'est à l'aide de ces agents que je suis parvenu à connaître les éléments qui la composent.

Dans les acides végétaux étendus, la matière visqueuse se divise très-bien, mais ne se dissout pas; le mélange n'acquiert pas de consistance visqueuse, comme cela a lieu avec les acides minéraux étendus. Si l'on élève la température, la liqueur devient glaireuse, mais la matière n'est pas décomposée.

Lorsqu'on chauffe à une douce chaleur, en ne portant pas à l'ébullition et en ayant soin d'agiter continuellement, de la matière visqueuse divisée dans de l'eau acidulée par l'acide chlorhydrique, on la décompose toutefois imcomplétement, car si l'on agite la liqueur avec de l'éther, on obtient un liquide d'une teinte verdâtre contenant une matière grasse qui renferme du phosphore, tandis que lorsque la décomposition est complète, la matière grasse n'en retient pas la moindre trace. Si le mélange de la matière visqueuse et de l'acide est porté immédiatement à l'ébullition, celui-ci apparaît sous la forme de globules qui se gonflent quelquefois considérablement. Lorsqu'on introduit dans un flacon matière visqueuse 100 part., eau 400 part., acide hydrochlorique 50 part., et qu'on agite souvent, le mélange, au bout de 24 à 36 heures, prend une teinte jaunâtre et une consistance épaisse; en outre la matière ne se sépare plus du liquide

comme cela avait lieu au commencement. Si l'on chauffe au bain-marie, il y a décomposition, et il se forme trois couches: une, supérieure, huileuse; une inférieure, aqueuse, trouble et légèrement colorée; une intermédiaire, très-mince et formée par de petites pellicules de couleur grisâtre. Quelquefois la matière visqueuse n'est pas décomposée, et alors elle se met sous la forme de globules enchaînés les uns avec les autres, et dans lesquels on aperçoit un liquide huileux; par le refroidissement, les globules crèvent et le corps gras vient nager à la surface, tandis que les pellicules grises fournies par les débris de la substance qui servait comme de lien à la matière grasse, se placent au-dessous.

Lorsque le tout est refroidi, on peut séparer le corps gras au moyen de l'éther; la liqueur éthérée possède une teinte verdâtre très-prononcée. On sépare la substance grise en la recevant sur un filtre.

L'acide sulfurique étendu se comporte comme l'acide chlorhydrique. L'alcool facilite la décomposition de la matière visqueuse par les acides.

L'huile grasse obtenue par l'évaporation de l'éther, ne laisse pas de charbon acide, ne contient pas de phosphore. Lorsqu'on la traite par l'alcool bouillant à 88° C., il reste au fond du vase de l'oléine et de la margarine, tandis que la liqueur retient en dissolution de l'acide oléique, de l'acide margarique et de la cholestérine.

Les pellicules grises, parfaitement lavées à l'éther, constituent une matière organique azotée.

La liqueur acide ne contient pas d'acide phosphorique en quantité sensible; saturée par le carbonate de soude, elle ne donne pas, après avoir été acidulée au moyen de l'acide acétique, de phosphate de fer par les persels neutres de fer. Cependant elle renferme un corps phosphoré, car, évaporée à un certain degré, elle contient de l'acide phosphorique; calcinée avec du carbonate de potasse, elle fournit du phosphate de potasse. Par l'évaporation à siccité de la liqueur acide, il se dégage des vapeurs ammoniacales, et il reste un charbon acide qui ne peut être incinéré à cause de l'acide phosphorique qui le recouvre; ce charbon brûlé au moyen du nitrate d'ammoniaque, laisse par la lixiviation du résidu, et l'évaporation de la liqueur qui

en résulte, de l'acide phosphorique retenant de l'ammoniaque et une petite quantité de chaux que contient toujours la matière visqueuse à l'état de phosphate. Débarrassée par l'évaporation de la majeure partie de l'acide chlorhydrique, la liqueur acide donne par l'acétate neutre de plomb, après avoir été étendue d'eau distillée, un précipité blanc, léger, qui est une combinaison de l'acide phosphoré avec l'oxyde de plomb, car la liqueur surnageante ne contient pas de phosphore.

Cette liqueur, privée du précipité plombique, et additionnée d'un léger excès d'acide sulfurique pour isoler le plomb, donne par l'évaporation un résidu charbonneux qui contient du sulfate d'ammoniaque. Il est facile de séparer ce sel au moyen de l'eau et d'en constater la nature; il ne renferme pas de traces sensibles de sulfate de soude ou de sulfate de potasse. Trituré avec de l'eau de potasse, il laisse dégager des quantités très-sensibles d'ammoniaque; dissous dans l'eau et additionné de chlorure de platine, il donne un précipité qui, lavé à l'alcool et décomposé par la chaleur, laisse du platine. Une autre expérience vient encore à l'appui de la présence d'un savon ammoniacal dans le jaune d'œuf: 4 grammes de matière visqueuse séchée à 120° et décomposée par l'acide sulfurique et le nitrate d'ammoniaque laissent à peine 0gr.,40 de résidu, tandis que si les acides gras étaient combinés avec la potasse ou avec la soude, le résidu serait plus considérable.

La présence d'un savon dans le jaune d'œuf explique l'usage que l'on fait de ce dernier pour dégraisser certains tissus, certaines étoffes.

Lorsqu'on agite dans un flacon de la matière visqueuse avec de l'eau de potasse (matière visqueuse 150 part., potasse 30 part. eau 500 part.) Le liquide acquiert, après 12 heures de contact, une consistance très-épaisse; si on chauffe au bain-marie, la masse se liquéfie, mais par le refroidissement, elle reprend la consistance qu'elle avait auparavant. Pendant cette opération, il se dégage beaucoup d'ammoniaque, et la couleur jaune du mélange devient plus vive. On peut en agitant la masse avec de l'éther séparer la portion d'huile d'œuf qui était restée interposée dans la matière visqueuse et la doser. La couche éthérée est séparée de la liqueur aqueuse par une petite quantité de substance

azotée qu'il est facile d'isoler en la recevant sur un filtre. La liqueur que l'on obtient alors est à peine colorée. Lorsqu'on la décompose à chaud par l'acide acétique, les acides oléiquc et margarique viennent à la surface ainsi que la portion de matière azotée qui se trouvait en dissolution dans le liquide à la faveur de l'alcali et qu'on peut séparer des acides gras au moyen de l'éther qui ne la dissout pas.

La liqueur filtrée ne contient pas de phosphate; mais elle en donne par la calcination. L'acétate neutre de plomb y fait naître un précipité blanc, léger, ce qui prouve qu'elle renferme le corps phosphoré.

Ainsi, à l'aide de l'acide chlorhydrique étendu, de l'eau de potasse et de l'éther, on peut séparer et doser les principes constituants de la matière visqueuse. Nous allons maintenant nous occuper de l'étude des acides gras, de la matière azotée, et de la substance qui contient le phosphore.

Acides oléique et margarique.

Aucun chimiste, jusqu'à présent, n'a signalé la présence de ces deux acides dans le jaune d'œuf. Pour les obtenir, on reçoit sur un filtre préalablement mouillé, afin qu'aucune portion de graisse ne le traverse, le produit de la décomposition de la matière visqueuse par l'acide chlorhydrique; on lave à l'eau distillée, et on traite par l'alcool bouillant à 88°, qui dissout, outre les acides oléique et margarique, la cholestérine, et laisse l'oléine, la margarine et les pellicules grises. Au bout de 24 heures il s'est formé un dépôt cristallisé d'acide margarique, retenant de l'acide oléique, tandis qu'à la surface du liquide se trouve de la cholestérine cristallisée. On reçoit sur un filtre la cholestérine, de sorte que, par ce moyen, on obtient de l'acide margarique, mélangé d'une petite quantité d'acide oléique, et une liqueur retenant beaucoup d'acide oléique et un peu d'acide margarique. J'ai privé l'acide margarique d'acide oléique en le comprimant dans du papier à filtrer, en le redissolvant dans l'alcool, et en le comprimant de nouveau jusqu'à ce que son point de fusion ne s'élevât plus. Par ce moyen, j'ai obtenu une matière grasse solide qui m'a présenté toutes les propriétés de l'acide margarique, seulement elle fondait à 58°5 C:. Présumant qu'elle n'était que

de l'acide margarique uni à une petite quantité d'acide oléique que je ne pouvais isoler au moyen de l'alcool, je me suis servi de la méthode proposée par Gusserow, pour séparer ces deux acides; j'ai en conséquence combiné ma substance avec la soude, et j'ai décomposé le savon par l'acétate neutre de plomb. Le sel plombique a été d'abord lavé à l'eau distillée, et séché, puis mis en contact avec de l'éther jusqu'à ce qu'il ne lui cédât plus rien, et décomposé ensuite par l'acide chlorhydrique étendu. La matière grasse purifiée par des lavages à l'eau distillée et par des cristallisations dans l'alcool fondait à 60°. Sa cristallisation et ses propriétés étaient celles de l'acide margarique.

Soumis à l'analyse, 0gr.,238 ont fourni 0gr.,657 d'acide carbonique, et 0gr.,270 d'eau, ce qui donne en centièmes :

Carbone.	75,286
Hydrogène.	12,605
Oxygène.	12,109
	100,000

Ces résultats s'éloignent de ceux obtenus par M. Chevreul, ce qui est dû au mode suivi pour la purification de l'acide margarique ; mais ils se rapprochent de ceux de M. Varentrapp, qui, en suivant le même mode de purification de l'acide margarique, a obtenu :

Carbone.	75,35
Hydrogène.	12,33
Oxygène.	12,32
	100,00

La liqueur alcoolique ayant été évaporée au bain-marie, il est resté un liquide d'une teinte jaunâtre, d'une consistance huileuse, qui, exposé successivement à une température de plus en plus basse jusqu'à 4 degrés au-dessous de zéro, et filtrée à plusieurs reprises, possédait les propriétés et la composition de l'acide oléique. Le dépôt qui se formait par l'abaissement de température renfermait toujours une petite quantité de cholestérine cristallisée.

Le liquide, soumis à l'analyse, a donné pour 0gr.,503, eau 0gr.,525, et acide carbonique 1gr.,429, ce qui donne en centièmes :

Carbone.	77,460
Hydrogène.	11,597
Oxygène.	10,943

Ces résultats sont conformes à ceux de M. Chevreul.

La quantité d'acides gras contenus dans le jaune d'œuf est assez considérable. Dans une première expérience, 113 gr. de jaune d'œuf m'ont donné 8gr.,50 d'acides gras, soit 7,504 pour 100; dans une seconde, 191 gr. m'en ont fourni 13 gr. ou 6,806 pour 100; enfin, j'ai obtenu de 95 gr. de jaune d'œuf 7 gr. d'acide gras, ou 7,368 pour 100. La moyenne de la quantité d'acides gras contenue dans 100 parties de jaune d'œuf est de 7,226. Ces acides sont sensiblement dans le rapport de deux parties d'acide oléique pour une partie d'acide margarique. J'ai déterminé ce rapport en faisant bouillir une certaine quantité d'acides gras dans de l'eau tenant en dissolution du carbonate de soude, faisant évaporer à une douce chaleur jusqu'à siccité, et traitant le résidu par de l'alcool concentré pour enlever seulement le savon à base de soude; celui-ci a ensuite été décomposé par l'acétate neutre de plomb, et l'oléate séparé du margarate au moyen de l'éther.

Matière organique azotée.

Lorsqu'on décompose la matière visqueuse par l'acide chlorhydrique ou sulfurique, au-dessous du corps gras se trouvent des pellicules de couleur grise, formées par les débris du réseau qui paraît l'envelopper de toutes parts. Il suffit, pour les obtenir, de les priver de toute matière grasse à l'aide de l'éther, de les recevoir sur un filtre, de les laver à l'eau distillée et de les faire sécher. Ainsi obtenue, cette substance est en petites écailles de couleur brune. On peut encore se la procurer en traitant à chaud la matière visqueuse par de l'eau de potasse, décomposant par l'acide acétique, et lavant par l'éther le produit de la décomposition; elle est alors en feuillets très-blancs et d'un aspect nacré.

La matière organique azotée est-elle de la vitelline entraînée ou un corps différent? que la matière visqueuse ait été obtenue en traitant le jaune d'œuf séché à l'air libre ou à l'aide de la chaleur, par l'alcool ou par l'éther, elle en renferme toujours; ce qui me porte à croire que cette substance diffère de la vitelline.

Elle contient de l'azote et du soufre; elle se dissout, au bout de quelques instants, dans l'acide chlorhydrique concentré en le

colorant en bleu ou en violet. La petite quantité que j'en ai obtenue ne m'a pas permis de l'examiner d'une manière plus complète; la proportion du reste en est peu considérable.

(*La suite au numéro prochain.*)

Observations sur une note de M. ELSNER, *dont un extrait a été inséré dans le* Journal de pharmacie, *numéro de décembre* 1845 ; par M. A. LEVOL.

Suivant M. Elsner, le procédé que j'ai indiqué pour séparer l'antimoine et l'étain l'un de l'autre n'est point exact, par cette raison que l'acide chlorhydrique bouillant dissout de l'antimoine : c'est effectivement là un fait connu des chimistes. Cependant, dans le cas actuel, après les nombreuses expériences que j'ai faites, je ne saurais m'expliquer l'assertion de M. Elsner, à moins de supposer qu'il n'ait cru devoir laver les métaux précipités par le zinc, et conséquemment éliminer le chlorure de ce métal qui reste après la précipitation pêle-mêle de l'antimoine et de l'étain, condition qui permet, en effet, à l'acide chlorhydrique d'attaquer l'antimoine ; mais il n'en est plus de même en présence du chlorure de zinc. Il importe donc extrêmement de ne point le retirer ; je l'ai prescrit dans ma note insérée aux *Annales de chimie et de physique*, et l'on conçoit que les manipulations se trouvent ainsi notablement simplifiées, ce qui est encore un avantage.

Peut-être ne sera-t-il pas hors de propos de faire remarquer, à cette occasion, que dans le procédé de M. Chaudet, dont personne, que je sache, n'a jusqu'ici contesté l'exactitude, c'est la présence d'une *forte* proportion de chlorure d'étain qui s'oppose à la dissolution de l'antimoine, et dans ma méthode c'est celle du chlorure de zinc. M. Chaudet avait parfaitement reconnu cette particularité il y a près de trente années, il avait même cherché à l'expliquer; et s'il m'est permis d'en hasarder aussi une explication, je dirai que l'acide chlorhydrique ajouté, *dans une certaine proportion*, avec les chlorures d'étain ou de zinc, me paraît pouvoir être considéré comme combiné avec ces chlorures ; il n'aurait donc plus alors toute sa liberté d'action, et

formerait avec eux des chlorhydrates de chlorures ou chlorures doubles d'hydrogène et d'étain ou de zinc (1), indécomposables par l'antimoine, mais conversibles en chlorures simples par l'étain.

Je crois devoir profiter de cette circonstance pour protester contre une modification que l'on a fait subir à mon procédé après l'avoir rapporté dans la *Revue scientifique* (numéro de février 1845); il est à craindre que cette modification, faite évidemment sans consulter l'expérience et adoptée comme un perfectionnement par M. Elsner, ne l'ait empêché d'obtenir un résultat exact.

Note sur la fermentation visqueuse de la bière,

Lue à la Société de Pharmacie, par M. Calvert.

Ayant eu, il y a quelque temps, l'occasion d'examiner différentes causes d'altération de la bière, mon attention s'est portée principalement sur une maladie qui se renouvelle assez souvent pour inspirer au fabricant des craintes sérieuses. Cette maladie est celle qui porte le nom de bière tournée à l'huile; sous son influence, en effet, la bière devient visqueuse, trouble et filante. Mes observations me portent à croire que le moult de bière, lorsque sa fermentation est ralentie, éprouve peu à peu une fermentation visqueuse, et en général que toutes les fois qu'une liqueur sucrée, au lieu d'éprouver une fermentation rapide ou alcoolique, subit une fermentation lente, cette fermentation alors est nécessairement visqueuse, butyrique ou lactique. Désirant remonter aux causes qui pouvaient ralentir la fermentation de la bière, au point d'en changer la nature, j'ai examiné le sirop de fécule qui entre pour une très-forte proportion dans les bières dites doubles et petites de Paris, et j'ai été fort surpris de voir que tous les sirops que j'ai soumis à l'analyse, renfermaient des quantités assez notables d'acide sulfurique, c'est-à-dire depuis 1/60000 jusqu'à 1/80000. Étant bien convaincu que la maladie de la bière dépendait de

(1) On connaît déjà un sel d'or de cette espèce.



la présence de cet acide, j'ai entrepris les expériences suivantes :

Berzélius admet, tome 3, page 623, qu'un millième d'acide sulfurique arrête la fermentation; j'ai vu qu'il suffisait de 1/15000 à 1/16000 pour produire cet effet, et que la fermentation ne commençait à avoir lieu que lorsque la dose d'acide était réduite à 1/25000; à mesure que la quantité d'acide sulfurique diminue, la fermentation devient de plus en plus rapide, mais quelle que soit la dose de cet acide, il influe toujours, car 1/80000 (dose introduite par le sirop de fécule dans le moult de bière que j'ai examiné) ralentit encore la fermentation de moitié environ, c'est-à-dire que la quantité d'acide carbonique produite dans un temps donné, est la moitié de celle produite par la fermentation normale dans le même temps. Voici comment fut conduite l'expérience : on mit dans un flacon :

Moult de bière.	Acide sulfurique monohydraté.	Ferment.	Sirop de sucre.
500 cc.	1/75000	10	0
500	0	*id.*	*id.*
500	1/75000	*id.*	40cc.
500	0	*id.*	*id.*

Les liqueurs normales ont fourni environ 1000cc d'acide carbonique en 12 heures, à la température 18°, tandis que celles qui renfermaient 1/75000 d'acide sulfurique, n'ont donné que 500c. Un fait remarquable c'est que, pour les liqueurs normales, la fermentation était achevée après 48 heures, tandis que dans celles qui renfermaient de l'acide sulfurique, la fermentation n'était pas terminée au bout de huit jours.

On voit, d'après ces observations, que l'acide sulfurique a non-seulement la propriété d'entraver la fermentation, mais encore de créer cette fermentation lente, qui généralement a pour résultat de produire la fermentation visqueuse. Afin d'être sûr que ces faits ne tenaient point au moult de bière, j'ai répété les mêmes séries d'expériences en remplaçant le moult de bière par de l'eau. Les mêmes effets ayant été obtenus, j'ai dû conclure que le moult n'exerçait aucune influence. Ayant, je crois, découvert les causes qui amenaient la viscosité de la bière, mon attention s'est portée sur les moyens de les combattre. D'après des expériences que je crois inutile de rapporter, j'ai acquis la conviction qu'on combattrait cette maladie avec avantage en augmentant la

dose d'orge et de houblon, et surtout en ajoutant plus de ferment que le fabricant n'a l'habitude d'en mettre ; enfin, en mettant le sirop de fécule avant le bouillon, au lieu de l'ajouter après cette opération. Ces modifications ont pour but de rendre, d'une part, la fermentation plus active ; de l'autre, de détruire l'acidité du sirop, en facilitant la combinaison de l'acide sulfurique avec les bases calcaires qui se trouvent dans le moult de bière.

Note sur l'absorption des poisons métalliques par les plantes, par M. Louyet.

Dans le numéro de novembre 1844, p. 291, le *Journal de Pharmacie* contient une note sur l'absorption de l'acide arsénieux par les végétaux. Dans cette note, il est rapporté quelques-unes des expériences de M. Trinchinetti, qui démontrent que des plantes mises à tremper, par les racines, dans une solution arsenicale, absorbent le poison, et quelquefois sans en mourir. L'on tire de là la conséquence que le chaulage du blé à l'acide arsénieux doit permettre l'absorption de ce composé. Ces observations ont une grande importance, dit le rédacteur, si elles sont exactes, et rien n'autorise à supposer le contraire.

Dans le mémoire que j'ai publié, *sur l'absorption des poisons métalliques par les plantes* (Bruxelles, 1841), j'ai rapporté à la page 49 des expériences, faites par moi, tout à fait analogues à celles de M. Trinchinetti, quoique plus variées, ce qui prouve, vu les dates, que ces dernières ne sont que la reproduction exacte (au genre de plantes près) d'une partie de mon travail. Je dis (*loc. cit.*) qu'ayant arrosé différents végétaux tels qu'un *polygonum orientale*, du *froment*, des *dahlia*, j'ai retrouvé, dix-huit heures après l'arrosement, le poison arsenical disséminé dans toutes les parties du végétal, *même dans les graines*, et en quantité considérable. Dans le même mémoire, j'ai rapporté des expériences analogues faites sur des plantes avec ou sans racines, immergées dans des solutions métalliques. Les expériences ont été faites sur un bon nombre de plantes avec des solutions métalliques variées, et toujours j'ai démontré l'absorption dans toutes les parties du végétal. Il y a longtemps que M. Sarcet a fait des

expériences analogues aux miennes, et à celles de M. Trinchinetti (V. mon Mémoire, p. 14); cependant l'on aurait tort de conclure de là, que les céréales chaulées à l'acide arsénieux, ou croissant dans un terrain arsenical, doivent contenir de l'arsenic sous une forme quelconque; mes expériences, et celles de beaucoup d'autres chimistes, ont suffisamment prouvé le contraire. Cependant l'article cité du *Journal de Pharmacie*, a l'air de remettre la question en doute, je dirai même qu'il paraît pencher en faveur de l'opinion qui admet la présence d'une petite quantité d'un composé arsenical dans les céréales provenant de semences chaulées à l'aide arsénieux. La note ci-jointe apporte une nouvelle preuve en faveur de mon opinion.

Dans le mémoire que j'ai publié en 1841 sur l'absorption des poisons métalliques par les plantes, j'ai tiré comme conclusions de nombreuses expériences, que l'acide arsénieux enfoui dans le sol, ne pénétrait pas dans les différentes parties des céréales, et notamment dans les graines des graminées. Ces conclusions ont été confirmées par les travaux simultanés ou postérieurs d'autres observateurs. Cependant une communication faite par M Audouard à l'Académie de médecine de Paris, est venue jeter quelques légers doutes sur la solution d'une question que je regardais comme définitivement éclaircie. M. Audouard serait parvenu à retrouver de l'arsenic à l'état d'arséniate de chaux, en quantité excessivement faible, dans les feuilles et les blés provenant de grains chaulés avec l'acide arsénieux. A la vérité, MM. Loiseleur-Delongchamps et Soubeiran, ayant répété les expériences de M. Audouard, n'ont pu découvrir aucune trace appréciable d'un composé arsenical dans des blés chaulés à l'acide arsénieux.

J'avais précisément recueilli l'année dernière une certaine quantité de froment crû dans un sol très-arsenical, fumé avec du fumier de cheval, et arrosé avec de l'urine putréfiée, afin de rendre les conditions les plus favorables pour l'absorption, en augmentant la solubilité du composé arsenical. Dans les circonstances actuelles, j'ai pensé qu'il ne serait pas inutile de confirmer par de nouvelles expériences le résultat de mes premiers travaux.

J'ai donc traité ce froment par le procédé de carbonisation par l'acide sulfurique, et je n'ai obtenu aucune tache métallique sur

la capsule. Seulement, à une petite distance de la partie chauffée du tube, j'ai remarqué un dépôt extrêmement faible d'une substance jaune pâle, laquelle, examinée à la loupe, offrait l'apparence de gouttelettes.

C'était du soufre que je reconnus par le procédé suivant que j'avais publié il y a quelques années dans un de nos journaux scientifiques, comme permettant de constater la présence de composés arsenicaux, là où l'appareil de Marsh ne pouvait être employé. Ce procédé repose sur ce principe : si l'on expose une quantité presque inappréciable à la balance d'un composé arsenical, seul ou mélangé à certaines matières, à la flamme intérieure du gaz hydrogène, celui-ci décompose ce corps, et l'arsenic est mis à nu. Je suis loin, disais-je, de donner ce procédé comme bon à être employé isolément dans les recherches des composés arsenicaux, mais il peut servir à caractériser la plupart de ces composés, pris seuls ou avec addition d'autres substances destinées à favoriser la décomposition. — J'ai donc divisé en quatre parties le sublimé jaune recueilli dans les tubes de l'appareil de Marsh, lors de la recherche de l'arsenic, tant dans les graines que dans les bâles calicinales; et ayant mouillé le fond de quatre petites capsules de porcelaine, j'y fis adhérer les quatre fragments de sublimé. J'exposai ensuite successivement le fond de ces capsules à la partie intérieure d'une flamme très-faible produite par un courant de gaz hydrogène, en ayant soin d'incliner la capsule du côté de la flamme. Le sublimé jaune s'est volatisé chaque fois sans laisser de tache arsenicale sur la capsule. — En faisant des expériences comparatives avec des quantités d'orpiment excessivement faibles, j'ai eu chaque fois des taches métalliques bien déterminées au fond des capsules.

Il suit donc des expériences qui précèdent, que 200 grammes de froment et 207 grammes de bâles calicinales, en tout 407 grammes de matière végétale crûe dans un sol contenant une proportion assez forte d'acide arsénieux placé dans les conditions les plus favorables pour être absorbé, ne contenaient pas de composé arsenical, ou du moins que s'ils en contenaient, la proportion en était trop faible pour être décelée par les procédés ordinaires, qui sont cependant d'une extrême sensibilité.

Comme expériences comparatives, j'ai opéré en suivant toutes les précautions indiquées ci-dessus, la carbonisation de 200 grammes de froment ordinaire mélangé de 5 milligrammes d'acide arsénieux, et de 200 autres grammes du même froment contenant 5 milligrammes d'arséniate neutre de chaux.

Dans les deux cas, j'ai obtenu un très-fort anneau d'arsenic métallique, dans le tube de l'appareil de Marsh.

Rapport fait à la Société de Pharmacie sur divers travaux relatifs à l'acide valérianique et aux valérianates; par MM. Cap, Louradour et Blondeau, rapporteur.

(Extrait.)

Dans une de vos précédentes séances, vous avez renvoyé à l'examen d'une commission, un travail de M. Lepage, pharmacien à Gisors, sur un nouveau mode de préparation du valérianate de chaux, et par suite de l'acide valérianique, ainsi que plusieurs brochures françaises et italiennes, ayant également pour but de faire connaître, soit de nouveaux procédés, soit des modifications apportées aux différents moyens d'obtenir ces agents thérapeutiques. Sans parler ici des travaux qui, à différentes époques, ont avancé l'histoire de l'acide valérianique, nous nous bornerons à rappeler que ce sont surtout les recherches du prince Louis-Lucien Bonaparte qui ont attiré récemment l'attention des chimistes sur cet acide et ses combinaisons. A partir de cette époque, un grand nombre de procédés relatifs à ces produits, ont été publiés par des chimistes italiens et français.

Nous ne rappellerons pas les recherches remarquables de MM. Antonio Galvani, Pessina de Milan, sur la préparation de l'acide valérianique et des valérianates, non plus que les observations de MM. Rabourdin, Guillermond et Gossard sur le même sujet; ces travaux ont été publiés pour la plupart dans le Journal de pharmacie ou dans d'autres journaux français: nous devons nous borner à citer ici un extrait d'une lettre intéressante adressée en novembre 1844, à feu Cattaneo de Milan,

par M. Righini d'Ollegio, et que notre collègue M. Cap a bien voulu traduire.

M. Righini admet d'abord avec MM. Cahours, Dumas et Dœbereiner, que l'huile liquide de valériane est un oxacide avec radical à base ternaire, qu'il appelle *valérianoïle*. Il établit ensuite que cette huile est formée de deux parties, l'une fixe, inaltérable par le froid, l'autre congelable au-dessous de zéro.

La première, traitée par la magnésie, introduite dans une cornue avec de l'acide tartrique dilué, et distillée, donne de l'acide valérianique pur. — Suivant un autre procédé plus économique, M. Righini soumet à une basse température une solution alcoolique d'huile de valériane. La partie solide (hydrure de carbone, stéaroptène ou valérianine) se dépose et l'acide valérianique reste dissous dans l'alcool. En retirant l'alcool par la distillation, on a pour résidu l'acide valérianique oléagineux.

En traitant la portion solidifiable de l'huile de valériane par la chaux, et la décomposant par l'acide sulfurique, on obtient par la distillation un acide valérianique pur, dont l'odeur plutôt suave que âcre a quelque chose d'analogue à celle de l'huile de menthe anglaise.

M. Righini admet également que l'acide valérianique n'existe pas libre dans la racine de valériane, et qu'il ne s'y développe que sous l'influence de certaines causes physico-chimiques.

M. Lepage, pharmacien à Gisors, dont le mémoire a été l'occasion de ce rapport, propose le procédé suivant pour obtenir l'acide valérianique.

Il met en contact de la racine de valériane concassée et bien dépoudrée avec de l'eau aiguisée de 20 à 25 grammes d'acide sulfurique par kilogramme de racine employée, il passe ou soumet à la presse, et sature les liqueurs réunies par du carbonate de chaux projeté petit à petit, jusqu'à ce que l'effervescence cesse et que les liqueurs ne rougissent plus le papier de tournesol : il les porte alors sur le feu et les y maintient en agitant sans cesse jusqu'au point de l'ébullition. Il filtre la liqueur encore chaude et l'évapore au bain-marie jusqu'en consistance sirupeuse. — Par le refroidissement il obtient des cristaux de valérianate de chaux qu'il enlève au bout de quelques jours, et qu'il suffit

d'exprimer, et de blanchir par le charbon animal pour les obtenir blancs et purs.

En décomposant ce valérianate de chaux par l'acide oxalique, on obtient un acide valérianique dilué, il est vrai, mais avec lequel on peut aisément préparer le valérianate qu'on désire.

Nous avons répété ce procédé avec le plus grand soin, et malheureusement les résultats ne sont pas venus confirmer les faits avancés par M. Lepage; à peine si quelques cristaux confus sont venus se fixer sur les bords de la capsule, et en quantité si minime, qu'il n'eût pas été possible de les isoler et de les soumettre à une purification.

Nous terminions ce rapport quand nous avons lu dans le Journal des connaissances médicales pratiques, un mode de préparation du valérianate de zinc qui a beaucoup d'analogie avec ceux employés aujourd'hui, mais qui l'emporterait sur eux si le valérianate qu'il donne en grande quantité, était reconnu pur de tout mélange. M. Vuaflart nous a dit qu'il obtenait 4 ou 5 gr. de valérianate de zinc, en employant un kilog. de racine. On pourrait en obtenir 15 gr., par le procédé de M. Brun Buisson de Voiron (Isère), que nous transcrivons ici:

Racine de valériane concassée.	1 kilog.
Eau.	4,000
Acide sulfurique.	100 gr.

On fait macérer pendant deux jours et on distille jusqu'à ce que le liquide ne rougisse plus le papier de tournesol. Cette eau distillée est ensuite exposée à l'air pendant un mois, après quoi on l'introduit dans un matras avec 15 gr. d'oxyde de zinc hydraté récemment précipité, et parfaitement pur. On laisse digérer pendant huit à dix heures sur un bain de sable, chauffé à 80° et en ayant soin d'agiter de temps en temps; on filtre à chaud, et, après avoir évaporé aux 3/4, on verse le résidu sur des assiettes de porcelaine qu'on expose à la chaleur de l'étuve. Le produit de cette opération est de 15 gr. de valérianate de zinc, en paillettes nacrées que M. Brun Buisson dit être dans un état parfait de combinaison.

Vous vous rappellerez, Messieurs, que dans une des dernières séances, notre honorable collègue M. Soubeiran avait déjà

émis l'opinion que l'huile essentielle de valériane se transformait en acide valérianique par oxydation, et qu'en cherchant à produire cette oxydation on pourrait arriver peut-être à obtenir une quantité d'acide plus grande que celle que l'on obtient ordinairement ? Le travail de M. Brun Buisson vient confirmer cette idée; son procédé mériterait d'être répété.

Eau verte purgative de Montmirail près Vacqueiras (Vaucluse).

La source qui fournit cette eau a été récemment découverte dans le voisinage des eaux sulfureuses de Montmirail, dont la réputation est déjà ancienne et dont l'analyse a été faite, en 1818, par Vauquelin.

L'eau verte est limpide, mais elle offre une teinte verdâtre; sa saveur est légèrement amère, sa tempésature 16°,50.

Son analyse, que l'on doit au professeur Blanchet, date de 1843. Elle a fourni les résultats suivants :

Eau verte. . . . . 1 litre.		
Bicarbonate calcique.	0 gr.	05
— sodique.	2	40
— magnésique. . .	1	10
Chlorure magnésique.	5	50
Sulfate sodique.	6	90
Acide silicique.	0	07
Matières organiques.	0	04
Total. . .	16	06

Cette eau purge, dit-on, beaucoup plus sûrement que l'eau de Sedlitz, bien qu'elle contienne une proportion de sels moitié moindre. Elle est aussi beaucoup moins désagréable à boire et ne fatigue pas l'estomac.

Le docteur Cayol et plusieurs autres médecins de Paris s'occupent en ce moment d'apprécier les effets thérapeutiques de cette eau. Nous rendrons compte, dans un de nos prochains numéros, des résultats qu'ils auront obtenus. F. Boudet.

Histoire Naturelle.

Études nouvelles sur la GLAUCITÉ *du feuillage et de la* GLAUCESCENCE *dans plusieurs familles de plantes et sur leur* CHLOROSE; par J. J. VIREY.

Les naturalistes, les plus modernes même, qui essayent aujourd'hui d'expliquer par des causes finales (*vestigia Dei*) les merveilles de l'organisation animale et végétale, établissent que l'exsudation glauque à la surface de plusieurs fruits succulents (raisins, prunes, etc.,) et d'une foule de plantes glabres (chou, pavot, etc.,) a pour but de les garantir contre l'humidité. Bouchet (1) a donné d'abord cette raison qui paraît d'autant plus vraisemblable que la matière glauque, d'après l'examen de divers chimistes, Tingry (2), MM. Félix Boudet et Boissenot (3) s'est montrée analogue à la cire végétale (ou *cérine* et *myricine*) qui existe avec la chlorophylle dans la plupart des feuilles. Decandolle avait adopté cette opinion dans sa physiologie végétale.

D'ailleurs, dans les mêmes genres de plantes, les espèces velues, le coquelicot, par exemple, n'est point défendu par cette exsudation cérumineuse glauque, comme le pavot. Il suit en général, de ces faits, que la *glaucité* n'a pas lieu avec la *villosité* ou que l'une remplace l'autre. En effet, la villosité est d'autant plus commune chez les plantes qu'elles offrent une texture plus sèche et ligneuse, ou qu'elles croissent en des lieux arides, élevés, venteux, tandis que les herbes glauques sont ou succulentes, *cactus*, *ficoides*, *cacalies*, ou lactescentes, *tithymales*, *aloës*, *chélidoniées*, *chicoracées*, ou de grandes *crucifères*, *chou*, *crambe*, ou des *yucca*, des *iridées*, etc. La plupart, glabres, lisses, habitent des localités profondes. De plus, on sait, d'après les recherches

(1) Dans le *Journ. de Phys.* de Rozier, etc.

(2) Encyclopéd. méthodiq. *physiologie végétale*, p. 100.

(3) Voir *Journ. de Pharm.*, de 1827, et de 1829. Le buis contient aussi de la cire verte, selon M. Fauré, *Journ. de Pharm.*, 1830, p. 435.

de Guettard, que les poils des plantes étant des organes de transpiration, les plantes glauques deviennent, en général, turgescentes, analogues aux tempéraments lymphatiques, humides et peu perspirables.

En effet, ce sujet donnant lieu à des observations plus approfondies, nous croyons nécessaire de l'examiner même par comparaison avec les enveloppes extérieures du règne animal.

Il suffit de considérer que la nature garantit la peau chez tous les êtres soit par des épidermes et téguments divers, soit par des exsudations muqueuses ou cérumineuses et autres enduits surtout vers les orifices, yeux, nez, oreilles, organes sexuels, afin de les défendre contre des contacts nuisibles ou des froissements douloureux. Ainsi la peau nue de l'homme et de beaucoup d'animaux, secrète une sorte d'huile onguineuse pour assouplir cette enveloppe ou pour la soustraire à l'humidité.

Remarquons en outre, que les races à sang chaud, mammifères et oiseaux, ont leurs téguments saillants hors la peau, (comme poils et plumes), au lieu que les animaux à sang froid, reptiles, poissons, et les invertébrés généralement, présentent des téguments plus immédiats, épidermiques, écailles adhérentes, plaques, coques, carapaces, etc., ou sont rarement villeux. Les végétaux les plus succulents et humides ressemblent donc davantage à ces races animales à sang froid, glabres; car leur disposition à la glaucité par des exsudations cireuses semble correspondre à cette secrétion épidermique formant des plaques, des écailles, des coques ou carapaces chez les animaux à sang froid. Au contraire, les végétaux dicotylédonés, villeux ou spinescents, arides, tomenteux, ont plus de rapport avec les animaux à sang chaud par une exhalation cutanée considérable. En un mot, les herbes glauques, dont beaucoup sont monocotylédonées et lisses, sont moins exhalantes à proportion que les pubescentes. En effet celles-ci sont plus chaudement enveloppées: considérations qui n'avaient point encore été établies.

Caractères propres à la glaucité.

On comprend que nous n'admettons pas comme glaucité (ou vert de mer) la page blanchâtre, inférieure et absorbante dans

la plupart des feuilles, ni les feuillages à duvets plus ou moins villeux, cotonneux et blancs, d'une foule de végétaux.

Mais la glaucité se caractérise surtout par de petites granulations ou efflorescences farineuses (*pruinosæ*) que le frottement des doigts enlève de la surface des fruits ou tiges et feuilles. Nous ne connaissons guère de pétales ou fleurs qui soient glauques, mais bien des styles, ovaires, étamines et autres parties intérieures de la floraison ; c'est là que les abeilles recueillent souvent la cire et le pollen également cérumineux, ou garantissant de la pluie.

Dans les chénopodées, la glaucité farineuse se compose de sortes de globules, pris à tort pour des glandes par Guettard. Elles sont très-grosses chez les *atriplex*.

La couleur n'est pas toujours pareillement glauque sur la plupart des plantes couvertes de ces sortes d'efflorescences; ainsi elle paraît d'un vert pâle, ou grisâtre, (*cæsius*) sur plusieurs saules, le *rubus occidentalis*, les *crassula*, les *sedum*, etc. Il en est de bleuâtres sur le *cerinthe*, et chez des cinarocéphales, de violacées dans des armarinthes (*cachrys*), de jaunâtres chez les corydales, fumariées et *chelidonium*, de rouges dans plusieurs atriplicées, d'améthystes dans les *eryngium* (*amethystinum*). On en remarquera de rubigineuses chez les *rubus* qu'on ne classera peut-être point parmi les glaucités, parce que beaucoup de végétaux offrent des exsudations spéciales, jaunes dans des *hypericum*, fauves chez des *cistus*, etc.

Il est encore des plantes très-glabres et lisses qui sont glauques, comme les choux, et des *dianthus*. Cette glabritie existant dans l'épiderme même ne paraît nullement résulter d'exsudation furfuracée ou farineuse. Au contraire la glaucité pulvérulente des fruits, étant essuyée, peut se reproduire ou secréter de nouveau. Cette régénération a lieu surtout chez les végétaux laiteux, pavots, aloès, tithymales, chicoracées. On comprend que les sucs laiteux des *asclepias* par exemple, possédant une matière cireuse, telle que l'ont obtenue plusieurs chimistes, cette exsudation ait lieu à la surface de l'épiderme du végétal, mais elle ne se reproduit point chez les ficoïdes et les cacalies qui sont privées en effet de ces sucs laiteux.

Les herbes des terrains salins, sablonneux, maritimes, ayant

une apparence rugueuse verdâtre (*scabridæ* de Linné, *philosoph. botanica*), telles que les *salsola* et *salicornia*, *arenaria*, *triglochin*, *elymus arenarius*, *statice*, *isatis*, *hippophae*, *tamarix*, *myrica*, *cakile*, *messerschmidia*, etc., sécrètent des sels de soude et paraissent glauques. Peut-être cette sécrétion saline favorise également celle de la cire glauque dans les fruits des *myrica*, etc.

De la glaucescence du feuillage.

Nous donnerons ce nom à une apparence bleuâtre et d'un vert clair que prend généralement la verdure dans les paysages des Alpes ou des hautes montagnes; aspect bien saisi par les peintres habiles.

En effet, lorsqu'on s'élève sur ces régions, à peine atteint-on la zone où croissent les saules nains, *salix capræa* et autres, qu'on se trouve dans un air plus frais, plus léger; la nature prend une verdeur inaccoutumée au milieu des *vaccinium* et *arbutus*, des *padus*, *myrica*, *ledum* à feuillage gris; les prairies même d'une teinte gaie, avec les *alchemilla*, *veronica*, *saxifraga*, *primula*, *potentilla*, etc., gardent jusque dans l'automne un éclat verdoyant printanier. C'est que la glaucescence correspond avec la blancheur des végétaux alpins. Puis les arbres d'un vert sombre, pins et sapins, conservent plus de fraîcheur, et une multitude d'arbustes, *lonicera*, *berberis*, *ribes*, *oxyacantha*, *clematis*, *azalea*, etc., montrent des nuances bleuâtres.

De même que le froid blanchit la robe d'une foule d'animaux, tandis que la chaleur fonce les nuances fauves, brunes et même atres sur les plages méridionales et africaines; pareillement la blancheur alpine des végétaux se rapporte avec une verdure gaie, vernale, claire. Puis l'ardeur de l'été amenant plus de maturité, elle brunit, noircit le feuillage. Tel est le prélude des couleurs automnales, jaunissantes, comme des feuilles mortes de la saison brumale. Chaque époque a donc sa livrée qui caractérise les régions du globe ou leur latitude sous les feux du soleil, aussi la glaucescence est presque nulle sous les climats brûlants. Cependant il ne faudrait pas confondre la verdure naissante, si fraîche et si gaie, avec la glaucité proprement dite, mais elles manifestent plusieurs analogies et certains rapports qu'il con-

venait de signaler. La glaucescence disparaît en effet par la vieillesse.

De la glaucité des familles de plantes (1).

1° Lactescentes.

Toutes les chicoracées, à semences plumeuses, *lactuca*, *sonchus*, *chondrilla*, *hieracium*, etc.

Les papavéracées, *papaver*, *argemone*, *chelidonium*, *glaucium*, *bocconia*, etc.

Les euphorbiacées, *tithymalus*, *ricinus*, *jatropha*, *croton*, *acalypha* et autres *tricoccæ* à péricarpes élastiques.

Des aloès et yucca, des iridées et *allium*.

Des asclépiadées et *cynanchum*, *stapelia*, *allamanda?*

2° Non lactescentes.

Ficoïdes, *cactus*, *mesembryanthemum*, et autres succulentes.

Portulacées, *tamarix*, *telephium*, *cotyledon*, *crassula*, *sedum*, etc.

Oléracées, *chenopodium*, *atriplex*, *asparagus?*

Corymbifères, *cacalia*. Dipsacées, des *valeriana* (*centranthus*).

Ombellifères, *eryngium*, *arctopus*, *buplevrum* (les aquatiq. exceptées).

Crucifères, *brassica*, *crambe* et diverses siliqueuses.

Cucurbitacées, quelques *bryonia*, des *momordica* et *elaterium*. (Les écorces des fruits contiennent aussi de la cire.)

Rutacées, *ruta*, *zygophyllum*, *melianthus*, *diosma*, *peganum*.

Caryophyllées, *dianthus*, *saponaria*, *cerastium*, *silene*, et les *linum*.

Renonculées, *aquilegia*, des *caltha*, des *actæa*, *podophyllum*, des *clematis*, *helleborus*.

Légumineuses, *lupinus*, *faba*, *coronilla*.

Glumacées, des *carex*, des *arundo*, *festuca*, *elymus*.

---

(1) Nous ne pouvons établir ici qu'une esquisse parmi l'immensité des espèces plus ou moins glauques. Il suffit de montrer que la plupart des familles en offrent des preuves. Cependant les solanées, surtout les *luridæ* ou noires, *atropa*, *lycopersicon*, etc., paraissent n'en offrir aucun exemple; ce qui est remarquable. Est-ce à cause de leurs sucs d'une teinte atre?



De la chlorose végétale

Autant la brillante verdure du feuillage atteste la vigueur d'un végétal, autant sa nuance jaune, demi-fanée, annonce une langueur maladive, différente soit de celle qu'amène l'automne avec les premiers froids, soit de l'étiolement par privation de la lumière.

Il ne faut pas confondre cette *jaunisse* ou *pâleur verdâtre*, même dans les plantes jeunes, quoique bien exposées au soleil, avec les panachures ou les taches blanchâtres de plusieurs végétaux, des *aucuba* et autres feuilles (*arundo donax*, etc.). Ces panachures végétales sont analogues aux macules blanches de la peau de quelques animaux albinos (chiens, chevaux, lapins, etc.). Elles résultent d'une affection dite *Leucose*, tandis que les taches noires des *arum*, des *polygonum*, dépendent aussi chez ces plantes de la *mélanose*, tendance à la couleur noire, commune à des espèces animales également.

Mais la véritable *chlorose végétale* se déclare surtout parmi des espèces cultivées de poiriers, de vignes, de rosiers des quatre saisons, des myrtes et orangers, des mauves, des *hortensia*, des *pelargonium* (*inquinans* et autres), sortes d'étiolement spontané, malgré l'insolation.

Des horticulteurs, assimilant sans doute cette pâleur à celle des filles chlorotiques, et la regardant comme produite par un défaut de tonicité exsangue, ont conseillé pareillement l'emploi des toniques martiaux (1), l'arrosement avec de l'eau chargée de sels de fer, sulfate, ou azotate, ou hydrochlorate. Mais on ne voit pas qu'il en soit résulté d'utiles effets, avec certitude.

Les observations que nous avons recueillies nous ont montré que cette chlorose se produit surtout chez les espaliers s'épuisant de bonne heure, par suite de la *taille répétée* et de *productions forcées soit de fleurs*, *soit de fruits*. Cela est si manifeste, que les pieds de même espèce, moins émondés, moins énervés dans leur séve, mais produisant peu de fleurs ou de fruits, végètent avec force et verdeur sur le même sol et sans recevoir plus d'engrais.

---

(1) *Bulletin des séances de la Société royale et centrale d'agriculture de Paris*, an 1845, tom. V, pag. 224.

Nous avons surtout remarqué combien les arbres ou herbes riches en moelle et produisant des touffes ou bouquets de fleurs et de fruits par les bourgeons auxquels on fait affluer la séve, s'épuisent facilement, jaunissent dans leur feuillage, comme les animaux trop fécondés, deviennent pâles, exsangues, affaiblis avant l'âge. Ainsi la végétalité, comme l'animalité, subissent pareilles vicissitudes par épuisement.

Il convient donc plutôt de nourrir largement, surtout à l'aide des engrais azotés (1), les arbres, arbustes producteurs annuels, dans les jardins. Les herbes de plus courte durée ont besoin d'un sol très-meuble pour donner une abondante floraison ou fructification. Mais l'addition des ferrugineux, ou de la chaux, si elle excite la fibre végétale, n'en peut qu'affaiblir les productions, comme le prouve l'expérience des terrains crayeux ou ferrifères sur les végétaux qu'on y plante.

La chlorose végétale décèle donc une sorte d'épuisement de la séve et une débilitation de la fibre par suite de cette production forcée ou hâtée, et par le marcottage. Les végétaux nés de graines, à l'état sauvage, sont plus verts et plus vigoureux. *La vie* y est retrempée.

Note de M. Guibourt *sur quelques nouvelles substances apportées d'Amérique.*

Au mois d'août dernier, M. Leroy, pharmacien à Bruxelles, m'a envoyé, pour être présentée à la Société, une huile volatile fort remarquable, en ce qu'elle coule en abondance d'un végétal, sans qu'il soit nécessaire de recourir à la distillation pour se la procurer. Je regrette beaucoup d'avoir négligé jusqu'ici de m'acquitter de cette communication. Cette huile porte à Bogota, d'où elle provient, le nom de *aceite de amacéy*. L'arbre encore inconnu qui la produit croît abondamment dans les forêts vierges et humides des environs de Bogota. Il contient une si grande quantité d'essence, qu'il suffit de couper une branche et d'y suspendre un vase, pour en recueillir un litre en moins de quelques minutes.

(1) Tels que le sang de bœuf, les débris putréfiés des animaux, etc.

Cette essence est liquide, d'un jaune très-pâle, sèche au toucher, d'une saveur douce d'abord, puis légèrement chaude, âcre et amère. Un froid de quelques degrés au-dessous de zéro ne la solidifie pas. Son odeur, suivant M. Leroy, se rapproche de celle du néroli; mais elle me paraît tenir davantage de la rose, ou mieux de l'essence de licari. M. Goudot, à qui je l'ai montrée, m'a dit que cette essence venait en effet de forêts situées à sept ou huit lieues de Bogota; qu'on ignorait l'arbre qui la produit, et qu'elle servait à Bogota à falsifier le copahu. Il est certain, en effet, que le copahu qui nous vient de Maracaïbo et d'autres parties de la Colombie, présente une odeur assez analogue, qui a été attribuée seulement jusqu'ici, à l'espèce particulière de *copahifera* qui le produit.

Je profite de cette occasion pour présenter à la Société un certain nombre de médicaments brésiliens, qui m'ont été envoyés de Fernambouc par M. le docteur Gaëtano Ambrosioni. Ces médicaments m'ont été remis par M. Joaquim d'Almeida Pinto, fils d'un respectable pharmacien de Fernambouc, qui vient étudier la pharmacie à Paris.

1° Écorce du *guarea purgans*, St-Hilaire, vulgò *gitò*. Famille des méliacées. Cette écorce est purgative et anthelmintique Elle stimule la matrice et est abortive à haute dose. Les feuilles sont un poison violent pour les bœufs.

2° Fruit de l'*andira anthelmintica*, Benth. Vulgò *angelin amargoso*. La semence est un anthelmintique très-actif, qui a déjà été recommandé bien des fois aux médecins français, sans avoir pu encore fixer leur attention.

3° Fruit du *momordica operculata*, L. vulgò, *Bacha de Paulistas*, o *Purga de saão Paes*. Émétique et purgatif à petites doses. Poison violent à hautes doses. On fait l'infusion à froid, le principe actif étant très-soluble dans l'eau. On dit que la semence est astringente, et peut être employée pour arrêter les effets du remède, quand les déjections sont trop nombreuses et sanguinolentes.

4° Semence d'une autre cucurbitacée inconnue. Ces semences ont à peu près le volume de celles de concombres. Elles sont jaunes, ovoïdes, plates, bordées tout autour d'un bourrelet un peu proéminent. Elles sont douées d'une amertume excessive et

possèdent une propriété purgative et émétique très-marquée.

5° Semences de *gindiroba* ou *nhandiroba*. Ces semences sont beaucoup plus petites que celles du *fevillea cordata*; elles sont d'un gris foncé, lenticulaires, amincies sur le bord, hérissées de petites pointes piquantes sur les deux faces et bordées d'une courte membrane blanchâtre sur le bord. Elles sont très-huileuses, purgatives et émétiques. Il y a quelques années qu'une certaine quantité de ces semences étant arrivée dans le commerce, leur forme plate et arrondie les avait fait prendre pour une espèce de noix vomique, par des personnes qui s'étaient contentées de les regarder sans les ouvrir.

5° Semences de l'*ionidium ipecacuanha*, ou *ipecacuanha branca*. Ces différentes espèces de semences seront remises au jardinier de l'École, qui essayera d'en obtenir les plants.

6° Gomme de *pithecolobium gummiferum*, vulgò *gitò*, famille des mimosées. Cette gomme offre tout à fait l'aspect de celle de nos arbres fruitiers; mais elle est plus soluble dans l'eau. Elle est usitée comme astringente dans l'hémoptysie.

7° Fécule de la racine tubéreuse de *piptostegia pisonis* convolvulacée. La racine est un purgatif très-actif.

Note sur une falsification de la Cochenille.

Extrait d'une lettre à M. Boudet, par J.-H. Monthiers, élève en pharmacie.

...La cochenille est un produit commercial assez important pour qu'il soit sujet à la falsification, cependant l'on peut dire que jusqu'ici elle n'avait subi que peu d'altération dans le commerce; ainsi l'on sait positivement que lorsque les cochenilles arrivent en France, elles sont d'abord gonflées par leur exposition à la vapeur d'eau pure, agitées avec du talc pulvérisé (plus rarement avec du carbonate de plomb). La poudre adhère à sa surface et lui donne ce reflet blanchâtre que nous lui connaissons. Le but de cette préparation est d'augmenter le poids de la cochenille tout en lui donnant un aspect plus séduisant; si, à cet état, elle est trop blanche, ce qui lui retire de sa valeur, on la noircit avec de la plombagine. Malheureusement l'usage a

tellement fait passer en habitude ce genre d'altération, qu'aujourd'hui on ne le qualifie pas généralement du nom de fraude.

La falsification que je signale à votre attention est plus bien sérieuse et intéresse également les pharmaciens et les industriels, car il ne s'agit plus d'une cochenille plus ou moins parée, mais bien d'une cochenille artificielle assez semblable à l'autre pour que, mêlée dans les rapports de 10 à 20 pour 100, elle puisse passer inaperçue dans la véritable cochenille dont elle diminue d'autant la valeur.

Les caractères physiques de la cochenille falsifiée qui a été examinée sont les suivants, sa couleur est d'un rouge violet, sa texture lisse un peu luisante, sa forme et sa grosseur sont sensiblement les mêmes que celles de la véritable, elle est légèrement sapide ; broyée dans un mortier de cristal, elle raye ses parois à la manière du grès et donne une poudre cramoisi violet d'une faible odeur rappelant celle de la cochenille ; ses grains sont pleins et par conséquent assez denses.

Elle ne cède rien de sa couleur à l'alcool tandis que l'eau, même à froid, en est colorée en rouge, mais d'une teinte moins foncée que par la cochenille.

1° Calcinée dans une capsule de plâtre, la fausse cochenille a donné un résidu de 43 0/0, très-alcalin, faisant effervescence par les acides, et renfermant 20 0/0 de matières solubles dans l'acide chlorhydrique. L'ammoniaque précipitait de l'alumine, le cyanoferrure de potassium indiquait du fer, enfin des traces de chaux étaient décelées par l'oxalate ammoniacal.

2° Cinq grammes finement pulvérisés ont été traités directement par l'acide chlorhydrique pur, une partie s'est dissoute et a laissé déposer par l'addition d'ammoniaque un précipité d'une laque pesant 1,125 ; la liqueur retenait 0,50 de sel de soude et de principe extractif non précipité. Il restait 3,375 de résidu.

Ce résidu séché sur un filtre avait un aspect brun terreux ; examiné avec soin à la loupe, on y distinguait un mélange de sable, de verre pilé, de terre et de détritus végétaux. Après une calcination sur une lame de platine, il avait perdu 1,775, il ne pesait plus alors que 1,60 ; les cendres du résidu n'étaient nullement alcalines, ce ne sont donc pas ces cendres qui, dans la

première expérience, ont bleui le tournesol, d'ailleurs nous verrons que la solution aqueuse évaporée à siccité est très-alcaline, propriété due certainement à du carbonate de soude libre.

3° Chauffée dans un petit tube avec de la potasse, elle a laissé dégager une grande quantité d'ammoniaque, ce qui nous a confirmé dans l'idée que nous avions qu'il entrait des résidus de cochenille dans cette falsification.

4° La solution aqueuse de la cochenille laisse un résidu neutre, tandis que, dans les mêmes circonstances, la cochenille falsifiée laisse un résidu très-alcalin; il fallait s'assurer que c'était bien au carbonate de soude qu'était due cette propriété; voici le moyen que j'ai employé. La fausse cochenille traitée par l'acide chlorhydrique bouillant a donné une solution très-colorée que j'ai étendue d'eau, puis filtrée; l'évaporation lente a laissé dissous des cristaux de chlorure de sodium mêlés de matières colorantes: j'ai lavé à l'alcool à la température ordinaire et obtenu ainsi le chlorure de sodium cristallisé et débarrassé du principe colorant. Ce sel décrépitait sur le feu et donnait un précipité grenu par l'agitation avec l'*antimoniate de potasse de M. Frémy*.

5° Le résidu laissé par l'acide chlorhydrique et calciné sur une lame de platine donne une cendre dont j'ai examiné la nature, bien qu'il fût évident que c'était un mélange de sable, de verre pilé et de terre.

En résumé, la matière contient pour 100,

32,5 laque à base d'alumine et de fer et carbonate de soude en excès.

32 Matière combustible.

35,5 Verre, sable et substances terreuses.

Voici comment, d'après l'examen de cette substance, je pense qu'elle a été fabriquée. De ce qu'une partie est soluble dans l'acide chlorhydrique et qu'on retrouve de l'alumine et du carbonate de soude, on peut en conclure qu'il a été fait une laque au moyen de bois de teinture et d'alun qu'on a précipité par le carbonate de soude. A cette laque, on a ajouté des résidus de cochenille, de la terre, du sable et du verre pilé. L'existence de la cochenille paraît incontestable, tant par la faible odeur qui se manifeste lorsqu'on la réduit en poudre, que par la présence de l'ammoniaque dans la calcination avec la potasse. Il est à présumer que le fer

a été apporté par les résidus de cochenille provenant de préparations diverses dans lesquelles le fer serait entré à l'état de sulfate ou de nitrate, comme cela est fréquent dans la teinture en noir ou en violet. Le sable et le verre pilé ont sans doute été ajoutés à la masse pour lui donner un certain brillant.

Le tout a été réuni en masse, séché, divisé et passé à un crible suffisamment fin pour extraire d'abord la poudre, puis dans un second plus gros, de manière à donner à la substance falsifiée la grosseur de la cochenille ordinaire.

Importation des sangsues en France.

La quantité des sangsues fournies par les divers pays, à la consommation, indépendamment de la production indigène en 1844, ne paraît pas diminuer. Elle a été officiellement établie, ainsi qu'il suit, par l'administration générale des douanes du royaume d'après les lieux de provenance et selon les déclarations des importateurs.

Association allemande (y compris la Hongrie).	4,170,800
Belgique.	278,000
Villes anséatiques (par le commerce).	251,000
Angleterre (*id.*).	679.500
Espagne (production naturelle).	610,950
États-Sardes (*id.* et commerce)	5,134,123
Deux-Siciles (production naturelle).	4,000
Suisse.	404,500
Turquie (d'Europe et d'Asie).	2,133,700
États barbaresques.	352,800
Algérie (et Kabylie).	1,210,100
États-Unis d'Amérique.	3,000
Total.	15,232,673

La sangsue n'est évaluée, dans le commerce général qu'à raison de 3 centimes la pièce, à son entrée en France, à cause des chances de mortalité.

Nous avons fait ce relevé d'après le tableau général du commerce de la France recueilli au ministère des finances.

J. J. Virey.

Formules.

Eau styptique de Brochieri.

Pr. :	Bois de sapin coupé menu et concassé. .	1
	Eau.	2

Faites macérer pendant 12 heures et distillez pour retirer une partie du produit. On l'abandonne au repos pendant 24 heures, et l'on sépare l'huile essentielle; on agite l'eau de Brochieri avant de s'en servir.

Eau hémostatique de Neljabin.

Pr. :	Castoreum de Sibérie.	30 gr.
	Ambre gris.	30
	Seigle ergoté.	125
	Baume de la Mecque.	12
	— du Canada.	60
	Cannelle.	420
	Fleurs de romarin.	750
	Sommites de menthe poivrée. .	560
	Huile de cajèput.	15
	Alcool rectifié.	500
	Eau.	s. q.

Contusez ou incisez toutes les matières, faites macérer pendant 12 heures dans l'eau alcoolisée, et distillez pour retirer 8,750 de produit.

MARTIUS (*Arch. de Pharmacie*).

Sciences Médicales.

— *Note sur un moyen de prévenir quelques-uns des accidents qui résultent de l'emploi de l'émétique à haute dose*, par le docteur ERNEST BOUDET.—L'émétique est, comme on sait, donné fréquemment aux malades atteints d'inflammations aiguës du poumon.

Il y a deux méthodes d'administrer cet agent, celle dite de *Rivière*, ou *des petites doses*; celle désignée sous le nom de méthode *Rasorienne*, et qui consiste à prescrire le tartre stibié à *haute dose*.

Aujourd'hui la seconde méthode est employée presque exclusivement en France, et la formule suivante est la plus usitée.

On prescrit un julep, ou une infusion aromatique sucrée, avec addition progressive de 2 à 4 et quelquefois 8 décigrammes d'émétique, on y ajoute assez souvent une certaine dose de sirop d'opium. Le malade doit prendre la potion par cuillerée à bouche, de deux en deux heures.

Supposons 4 décigrammes, chaque cuillerée contenant 16 grammes de liquide, renferme environ 5 centigrammes de tartre stibié.

Eh bien! ce mode d'administration à des inconvénients graves. En effet, cette solution stibiée qui est assez concentrée, détermine, dans un certain nombre de cas, une inflammation couenneuse de la bouche, du gosier, et de l'œsophage. La membrane qui tapisse leur surface s'irrite et sécrète une couche crémeuse, pultacée, plus ou moins épaisse.

Souvent même de véritables pustules se manifestent, et s'accompagnent d'ulcérations multipliées.

Dans quelques cas aussi l'inflammation envahit la partie supérieure du larynx, détermine le gonflement de la muqueuse qui tapisse cet organe et gêne considérablement le passage de l'air. Dans tous les cas ces complications entraînent trois ordres d'inconvénients :

1° Elles forcent de suspendre immédiatement une médication qui peut être d'une nécessité absolue.

Ainsi, qu'on ait affaire à une pneumonie développée chez un vieillard affaibli, si la saignée n'est pas indiquée, l'émétique à haute dose est la seule ressource contre le mal. Que faire, si on en est privé?

D'autre part, qu'une pneumonie se montre sourdement, à la suite d'une affection grave, débilitante, chez une personne épuisée de sang, que deviendra le malade sans le secours de ce remède héroïque?

2° Le rétrécissement plus ou moins considérable du gosier, du pharynx et du larynx par des fausses membranes rend la déglutition difficile, et gêne la respiration déjà compromise chez le pneumonique.

Or, dans cet état l'hématose étant déjà imparfaite, par suite de la phlegmasie pulmonaire, l'œdème de la glotte, qui vient se surajouter, peut déterminer promptement l'asphyxie.

3° L'inflammation d'une surface muqueuse étendue ne peut manquer d'entraîner des troubles graves dans l'économie animale.

Ces inflammations couenneuses sont communes, il n'est guère de praticien qui n'ait eu occasion de les déplorer.

Pour moi, je les ai rencontrées souvent depuis dix années. Voici dans quelles proportions :

Sur 3,315 malades sur lesquels j'ai pris des notes depuis 1836, j'ai observé 318 pneumonies; sur ce nombre 144, la moitié environ, ont été traitées par le tartre stibié à haute dose.

31 fois j'ai trouvé indiquée dans mes observations la présence ou l'ab-

sence de la complication que j'étudie, et sur ces 31 cas, 26 fois une inflammation couenneuse est venue arrêter le traitement et aggraver la maladie. 5 fois seulement j'ai constaté que les voies respiratoires supérieures étaient restées intactes.

J'ai signalé le mal, mais quelle en est la cause ? Je crois qu'il est facile d'établir comment et pourquoi l'émétique à haute dose, en solution, enflamme souvent les voies digestives et respiratoires supérieures.

En effet, tout malade qui prend une cuillerée de la potion stibiée, cuillerée qui, à la dose de 0,4 gramme, renferme 0,05 gramme d'émétique, tout malade, dis-je, éprouve dans la gorge et le long de l'œsophage, jusqu'à l'estomac, une sensation de brûlure.

Or, ce phénomène n'indique-t-il pas d'une manière évidente que l'émétique, en parcourant le conduit pharyngo-œsophagien, le stimule outre mesure, et le dispose à contracter une inflammation couenneuse ou pustuleuse, absolument comme s'il était appliqué sur la peau ?

Si mon explication était bonne, il en découlait évidemment que, pour préserver la membrane que je viens d'indiquer d'un contact dangereux, il fallait empêcher l'action immédiate de l'émétique sur la muqueuse du gosier.

Pour arriver à ce but, j'ai substitué à la solution stibiée une masse solide formée d'émétique et de substances inertes, qu'on divise en pilules, et qu'on donne à distance comme les cuillerées de potion.

J'ai essayé successivement les trois formules suivantes que mon frère, M. Félix Boudet, a bien voulu composer à ma demande.

PREMIÈRE FORMULE.

Pr.	Émétique	3,2	grammes.
	Gomme adragante	3,2	—
	Poudre de guimauve	1	—
	Sirop de gomme, q. s.		—

Pour 32 pilules contenant chaque 0,1 gramme d'émétique.

DEUXIÈME FORMULE.

Pr.	Émétique	3,2	grammes.
	Gomme arabique }	1,75	—
	Gomme adragante }		
	Poudre de guimauve	2	—
	Sirop de gomme, q. s.		—

TROISIÈME FORMULE.

Pr.	Émétique	3,20	grammes
	Extrait d'opium	0,16	—
	— de laitue	4	—
	Gomme arabique	1,50	—
	Poudre de guimauve	1,50	—

Chaque pilule, dans cette dernière formule, contient 5 milligrammes ou un demi-centigramme d'extrait thébaïque. On pourrait doubler la dose d'opium, l'élever à 32 centigrammes, de sorte que chaque pilule contiendrait un centigramme d'opium.

La première formule donne des pilules très-mucilagineuses, mais qui ont l'inconvénient de se dessécher assez vite.

Les secondes n'ont pas ce léger désavantage, mais, comme les premières, elles paraissent ne se dissoudre entièrement que dans l'intestin, et par conséquent, elles peuvent déterminer une diarrhée trop abondante.

Les troisièmes ne se dessèchent pas comme les premières, se dissolvent plus aisément, et de plus contiennent un peu d'opium, aussi je les préfère aux autres.

Voici sommairement quels résultats j'ai obtenus de l'emploi de ces trois formules que j'ai employées comparativement.

Tous les malades atteints d'affections aiguës de poitrine qui depuis le 1er octobre 1845 sont entrés dans les salles de M. le professeur Fouquier et M. le docteur Béhier, son suppléant à l'hôpital de la Charité, ont été mis à l'usage de l'émétique à haute dose en pilules.

26 personnes se sont trouvées dans ce cas, parmi lesquelles 18 étaient atteintes de pneumonie, et 3 de pleurésie.

L'âge des malades a varié de 14 à 78 ans.

Ils ont pris au minimum 3 pilules, au maximum 60, ou 6 grammes d'émétique, en moyenne, 26 pilules ou 2 grammes, 6 décigrammes, en tout, 609.

Or, sur ces 26 malades qui ont pris des quantités considérables d'émétique, 23 n'ont offert aucune trace d'inflammation couenneuse du gosier.

Un des trois autres avait une angine couenneuse au moment où il a commencé à prendre l'émétique; cette inflammation n'a pas fait de progrès notables pendant le traitement.

Un autre malade, atteint d'une légère stomatite couenneuse, après avoir pris des pilules d'émétique, a guéri de cette affection, quoiqu'on ait continué le tartre stibié.

Un troisième individu a aussi présenté quelques traces de la maladie, à la suite d'un vaste érysipèle du tronc. Il avait pris déjà 37 pilules sans éprouver aucune lésion du gosier.

Évidemment, pour moi, ces deux cas d'inflammation couenneuse ne peuvent être attribués aux pilules stibiées. En effet, ils se sont montrés en même temps, vers le 25 décembre, à une époque où les angines couenneuses étaient si communes, que M. le docteur Gilette (1) disait en avoir observé une trentaine en un mois, et que sur *six* maladies ai-

(1) *Gazette des hôpitaux*, 1846, 43.

gnës en traitement dans les salles de la clinique, à l'hôpital de la Charité, à la même époque, il y avait *quatre* fois complication d'angine couenneuse, quoique dans aucun cas l'émétique n'eût été administré.

De plus, chose frappante, une malade prend 10 *pilules* sans avoir d'angine, on les suspend et les remplace par une *solution* de 0,15 centigrammes d'émétique, répétée deux fois. Aussitôt les couennes se développent.

A la même époque, un médecin, de mes amis, traite en ville une pneumonie par l'émétique en solution, le sixième jour, après 2 grammes seulement d'émétique, le gosier s'enflamme.

Aussi, je n'hésite pas à conclure que si deux fois parmi les 26 cas que j'ai cités, il s'est manifesté une légère angine, celle-ci n'a pas été déterminée par l'émétique, mais s'est développée spontanément, comme chez les quatre autres malades placés dans les salles, à la même époque, et qui, sans avoir pris d'émétique, ont été atteints d'une éruption couenneuse.

Mais, si le tartre stibié en pilules n'a pas les inconvénients du tartre stibié en solution, en a-t-il tous les avantages ?

Les faits que j'ai recueillis me permettent de répondre à cette question par l'affirmative. La résolution des engorgements pneumoniques a été obtenue à l'aide des pilules, comme avec l'ancienne méthode de la solution. Sur 20 cas de pneumonie traités par l'émétique solide et les saignées, 3 malades seulement ont succombé, dont un seul de pneumonie simple, les deux autres, par suite de complications graves. — En général, on commençait par donner 2 à 3 pilules, de 2 en 2 heures, *en les faisant suivre de l'ingestion d'un demi-verre de tisane*, on arrivait promptement à 5 ou à 6, et alors on obtenait le plus souvent la cessation des vomissements et des selles liquides qui s'étaient montrés les premiers jours.

Quand, au contraire, on s'en tenait, pendant toute la durée du traitement, à 2 ou 3 pilules, un à deux vomissements, et une à deux selles molles avaient lieu dans les 24 heures.

Seulement, je dois faire remarquer que, en général, le tartre stibié solide a paru provoquer une diarrhée plus abondante et plus prolongée que le sel dissous.

Du reste, ni pendant la vie, ni après la mort (car j'ai eu occasion de faire trois fois l'ouverture de personnes qui avaient pris les pilules stibiées), je n'ai pu saisir aucun indice qui permît d'accuser l'émétique donné d'après la nouvelle formule, d'irriter davantage les parties inférieures du tube digestif que la solution.

Chez les adultes, l'ingestion des pilules n'offre aucune difficulté.

Pour les faire prendre aux enfants, il faudrait réduire leur volume et les envelopper d'une couche de gomme et de sucre candi, ou encore renfermer la solution stibiée concentrée dans une couche mince de géla-

tine et de sucre. On aurait bien soin, surtout dans ce cas, de faire avaler immédiatement après une certaine quantité de tisane.

Conclusions :

1° *L'émétique à haute dose, en solution, détermine assez fréquemment l'inflammation couenneuse, ou l'ulcération de la membrane muqueuse bucco-pharyngo-œsophagienne d'une part, et de l'orifice glottique de l'autre.*

2° *Cette inflammation : 1° force de suspendre la médication; 2° détermine une réaction nuisible ; 3° gêne mécaniquement l'entrée de l'air et des boissons.*

3° *Cet accident est dû au contact de la solution stibiée avec les muqueuses qu'elle irrite et enflamme en passant.*

4° *Pour l'éviter, il suffit de prescrire l'émétique en pilules, associé à un extrait et à une poudre mucilagineuse.*

5° *Les pilules, contenant chacune un décigramme d'émétique, doivent être données de deux en deux heures. Leur ingestion doit être suivie de celle d'un demi-verre de tisane, afin de favoriser leur dissolution dans l'estomac.*

6° *Les pilules doivent être données d'abord à la dose de deux ou trois ; le lendemain, il faut aller jusqu'à cinq ou six, si on veut obtenir la tolérance.*

7° *Cette formule paraît avoir, au point de vue thérapeutique, tous les avantages de l'ancienne. Elle semble surtout devoir rendre de grands services dans les cas de pneumonies, survenant chez les vieillards, ou dans le cours des fièvres typhoïdes.*

Revue Médicale.

— *Emploi de l'alcool à haute dose dans le cas de tétanos traumatique* ; par le docteur Stappleton.—Un jeune homme de dix-sept ans fut pris de tétanos à la suite d'une dilacération étendue des téguments de la face palmaire de l'une des mains. Pendant les trente-six premières heures qui s'écoulèrent après l'apparition de cette redoutable affection, les antispasmodiques et les opiacés furent mis en usage, mais sans produire la moindre amélioration, car le mal allait toujours croissant. En cette circonstance, M. Stappleton eut l'idée qu'une forte intoxication par l'alcool pourrait imprimer au système nerveux une direction tout à fait opposée à celle que lui donnait actuellement le spasme tétanique, et partant de cette hypothèse, il administra en une seule fois 125 grammes d'un mélange par parties égales d'alcool et d'eau. Un quart d'heure après, la même dose fut réitérée, et sous l'influence de cette médication, le malade put, pour la

première fois, s'endormir, couché sur le côté, d'un sommeil profond et calme. La tension des muscles céda complétement, les douleurs se dissipèrent, les battements tumultueux du cœur s'apaisèrent, le pouls tomba de 60 à 80 pulsations par minute, la physionomie reprit son expression normale, et le corps se couvrit d'une sueur abondante.

Malheureusement on craignit les fâcheux effets de l'ivresse sur l'encéphale, et on resta dix-sept heures sans agir. Au bout de ce temps et au sortir du coma alcoolique, les convulsions reparurent, mais moindres.

De l'eau-de-vie étendue fut administrée de nouveau, et les accidents cessèrent. Mais ils reparurent encore et le malade expira.

— Sans doute on ne peut affirmer que la guérison aurait eu lieu si le médicament avait été manié avec plus de vigueur, cependant tout permet de l'espérer ; et comme dans l'état actuel des choses, le tétanos est une maladie incurable, nous pensons qu'en présence de cette horrible affection on pourrait, avec avantage, essayer l'alcool à doses répétées, mais sans interruption, de manière à maintenir le malade dans un état d'ivresse.

— *De l'emploi de la ciguë dans les affections douloureuses*; par le docteur Neligan. — L'auteur a commencé une série de recherches sur l'action thérapeutique de la ciguë. La préparation la moins susceptible d'altération lui a paru être le suc de ciguë mêlé à un cinquième d'alcool rectifié; elle se garde facilement pendant deux ans; son action est constante et uniforme; elle lui paraît donc préférable sous tous les rapports à l'extrait et à la poudre. — La ciguë a pour premier effet de suspendre l'excitabilité nerveuse et de diminuer les douleurs musculaires : les battements du cœur perdent sous son influence de leur fréquence et de leur force. Jamais M. Neligan ne l'a vue produire l'ivresse ni la somnolence. Donnée à dose médicamenteuse, elle ne détermine pas d'effet physiologiquement apparent, et elle guérit sans agir sensiblement sur l'économie. Cependant, lorsqu'on en continue longtemps l'usage, ou lorsqu'on en augmente la dose rapidement, elle donne lieu à une sensation désagréable de sécheresse dans la bouche avec une constriction du pharynx et une

dysphagie qui obligent d'en suspendre l'emploi ou du moins d'en diminuer les doses. Les affections dans lesquelles l'auteur a employé la ciguë avec le plus d'avantage sont les affections rhumatismales subaiguës ou chroniques, principalement quand elles s'accompagnent de vives douleurs, les névralgies et la gangrène sénile.

— Pour mon compte j'ai expérimenté et vu expérimenter la ciguë à l'état d'extrait qui provient de la pharmacie centrale des hôpitaux, et dont la préparation mérite entière confiance, et je n'ai constaté dans aucun cas que ce médicament, même donné à haute dose, celle d'un gramme, par exemple, dans les vingt-quatre heures, produisît le moindre effet appréciable sur des malades. Peut-être le suc de ciguë jouit-il en effet de plus d'activité que l'extrait. Il serait important de décider cette question car à Paris, on prescrit très-souvent l'extrait de ciguë à la dose de 5 à 10 centigrammes par jour, et manifestement à cette dose le médicament n'agit pas plus qu'une poudre inerte. Faut-il renoncer à l'extrait de ciguë ou le donner à de beaucoup plus fortes doses? c'est à l'expérimentation clinique à en décider.

— *Extrait de brou de noix contre l'engorgement chronique des amygdales*; par M. le docteur Becker. — L'hypertrophie des amygdales est une maladie très-commune chez les enfants et les adolescents, et surtout chez les sujets lymphatiques; elle est la source de plusieurs inconvénients graves; ainsi elle altère la voix en lui donnant un timbre enroué, elle gêne la respiration en diminuant le calibre de l'arrière-bouche, et par suite elle entraîne assez fréquemment la dilatation et la rupture des cellules pulmonaires ou l'emphysème; enfin elle prédispose singulièrement les personnes qui en sont affectées à contracter des angines fébriles. Par toutes ces considérations, il est évident que l'engorgement chronique des amygdales est une maladie d'une certaine importance, et qu'il serait bien utile de pouvoir combattre victorieusement à l'aide d'une médication appropriée. Or, jusqu'ici, les fondants et résolutifs de toute espèce ont échoué contre cette affection lorsqu'elle était invétérée, et dans la plupart des cas, on est obligé d'extirper l'organe pour faire disparaître le mal. Si le traitement indiqué par M. Becker est aussi efficace qu'il

l'annonce, ce médecin aura rendu un véritable service à la pratique. Voici sur quel fait se base ce médecin pour vanter l'extrait du brou de noix. — Un jeune garçon était atteint d'un engorgement des tonsilles : la tuméfaction existait depuis plusieurs années, elle était portée au point que la phonation était devenue très-difficile, et la respiration souvent presque impossible la nuit. L'auteur prescrivit l'application, à l'aide d'un pinceau, de la solution suivante :

Extrait de brou de noix. .	4	grammes.
Eau distillée.	60	—

L'effet du topique fut si rapide, que l'engorgement tonsillaire avait disparu avant qu'on eût épuisé la totalité de la solution.

Accidents qui peuvent résulter de l'emploi du camphre. — Dans l'une des dernières séances de la société médico-pratique de Paris, plusieurs membres ont cité des faits qui prouvent que le camphre est un médicament dont l'abus peut être extrêmement dangereux.

Ainsi, M. Homolle a cité le cas d'un phthisique qui, fatigué de suivre un traitement peu efficace, se procura le *manuel Raspail*, et suivit scrupuleusement les prescriptions relatées dans cet opuscule. Il prenait, entre autres, les grumeaux de camphre à la dose de trois grumeaux renouvelés quatre fois en vingt-quatre heures. Or chaque grumeau pesant environ un décigramme, la dose totale dépassait un gramme.

Bientôt le malade éprouva une suffocation effrayante, des nausées presque continuelles et une anxiété extrême accompagnaient la dyspnée. Les battements du cœur présentaient une irrégularité, un développement et une force d'impulsion véritablement effrayants. Ces accidents, qui ne pouvaient être attribués qu'au camphre, cédèrent au repos, aux boissons acidules et aux topiques émollients.

Un autre médecin, M. Gaide, a cité l'observation d'un homme qui prenait des doses énormes de camphre, et qui fut, à la suite de cette singulière habitude, atteint d'une angine pseudo-membraneuse fort grave, que tout permettait d'attribuer au camphre, et qui ne céda qu'à l'emploi des astringents les plus énergiques.

M. Moreau a fait connaître l'histoire d'une dame qui prenait du camphre sous toutes les formes, pour se guérir d'une névralgie opiniâtre. Sous l'influence de ce médicament, elle fut prise d'une méningite aiguë, qui ne céda qu'à un traitement des plus énergiques.

Le docteur Labarraque a vu chez un boucher aliéné, le camphre à la dose de trois décigrammes en vingt-quatre heures, déterminer des vomissements qui faillirent devenir mortels.

—Ces faits réunis prouvent de la manière la plus évidente que le

camphre est un agent actif, toxique même, et capable d'entraîner de graves accidents.

N'est-il pas déplorable que l'autorité, gardienne de la santé publique, laisse le charlatanisme exploiter cet agent dangereux et en propager impunément dans toutes les classes de la société le funeste usage.

Méthode pour guérir certains anévrismes par la galvano-puncture, par le docteur Pétrequin. — A peine la découverte de Volta et de Galvani venait-elle de révéler au monde une science nouvelle, qu'une multitude d'hommes laborieux s'élançaient dans cette voie merveilleuse avec l'espoir d'arracher à la nature ses secrets les plus cachés.

Pendant un quart de siècle, on crut le mystère de la vie dévoilé; on avait enfin découvert ce fluide, source de l'existence, et qui anime tous les êtres organisés. Ce fluide n'était, croyait-on, autre chose que l'électricité.

La guérison de quelques paralytiques et de quelques noyés par cet agent précieux, les digestions artificielles obtenues par Wilson-Philips chez les animaux auxquels il avait substitué, sur le trajet du nerf pneumo-gastrique, un courant galvanique au courant nerveux, avaient fait naître de grandes espérances dans l'esprit des physiologistes les plus éminents.

Malheureusement une observation plus calme et plus attentive est venue peu à peu refroidir cet enthousiasme, montrer que le mystère du principe vital était encore aujourd'hui aussi impénétrable qu'auparavant, et que le rôle de l'électricité, dans la guérison des maladies, était fort limité.

Mais, par un travers dont l'histoire de l'esprit humain n'offre que de trop fréquents exemples, après s'être passionné pour le galvanisme, on l'a presque laissé dans l'oubli !

Cependant, c'est un agent très-énergique, et qui peut rendre de grands services quand on n'en exige pas de lui qui dépassent ses forces.

Ainsi, tout dernièrement, un chirurgien distingué de Lyon, M. Pétrequin, a repris avec bonheur un problème tenté maintes fois sans succès, l'application de l'électricité à la coagulation du sang dans les anévrismes.

On donne ce nom à des tumeurs formées par la rupture des parois des artères, et par l'accumulation du sang dans des espèces de cavités ou poches, qui résultent de la lésion que je viens d'indiquer.

Si l'art n'intervient pas, en interrompant la circulation dans la partie lésée, le vaisseau se rompt, et une hémorrhagie incoercible foudroie le malade.

Mais les opérations pratiquées jusqu'ici pour guérir les anévrismes, sont douloureuses, dangereuses et souvent inefficaces.

Depuis longtemps, se basant sur la propriété que possède l'électricité de coaguler quelques oxydes organiques, on avait eu l'idée de traiter ces

maladies à l'aide d'un agent, dont la théorie promettait d'espérer de grands avantages.

Malheureusement aucun succès n'était venu encore confirmer ces idées préconçues.

M. Pétrequin a repris cette question capitale avec une ardeur digne du résultat qui a couronné ses efforts.

Après s'être assuré qu'on coagule facilement du sang humain liquide, tombant de la veine, quand on y introduit des aiguilles mises en rapport avec des courants galvaniques, il a répété ce procédé sur un malade anévrismatique. Il a ainsi obtenu très-rapidement la coagulation du sang contenu dans un anévrisme de l'artère temporale. Il avait traversé la tumeur avec une couple d'aiguilles placées en sautoir, et communiquant avec les deux poles d'une pile de force moyenne.

Afin d'éviter que les aiguilles, dans leur trajet à travers les chairs, perdissent le fluide dont elles étaient chargées, il avait pris soin de les isoler par une couche de vernis appliqué préalablement.

Il faut attendre, pour se prononcer d'une manière définitive sur les avantages pratiques de ce procédé, qu'il ait été mis en usage à de grosses artères, et que la dissection ait permis de constater *de visu* les effets du galvanisme.

Néanmoins, dès aujourd'hui, on doit se féliciter hautement du résultat remarquable obtenu par M. Pétrequin, et l'encourager à poursuivre les recherches qu'il a si heureusement entreprises. Dr E. B.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 7 janvier 1846.

Présidence de M. Vée.

La Société reçoit le Journal de Pharmacie de Jacob Bell, le Journal de Pharmacie et de Chimie, et le Répertoire de Buchner. — Elle reçoit, en outre, une Circulaire du ministre de l'instruction publique, qui la prie de lui envoyer des documents relatifs à son origine et à sa constitution actuelle. M. Soubeiran annonce, à cette occasion, que le travail demandé par cette Circulaire, se trouve tout fait dans le rapport qu'il a lu en séance générale de l'École et de la Société de pharmacie. Il a envoyé immédiatement au ministre une copie de ce travail, en y joignant quelques renseignements complémentaires.

M. Louyet écrit à la Société pour la remercier du titre qu'elle lui a conféré, en le nommant correspondant étranger; il lui adresse en même temps, par l'entremise de M. Boutigny, un mémoire sur un appareil propre à distiller l'eau de mer et à la rendre applicable aux usages domestiques.

M. Trécul, ex-interne des hôpitaux, et M. Calvert, au moment de partir pour un voyage en Bolivie, prient la Société de vouloir bien leur donner des instructions sur les recherches scientifiques qu'ils pourront faire dans cette contrée. Une commission est chargée de rédiger les instructions sollicitées par MM. Trécul et Calvert.

Cette commission se compose de MM. Bussy, Guibourt, Chatin, Bonastre et Buignet.

MM. Bussy et Hottot présentent M. Trécul comme membre correspondant de la Société.

M. Bouchardat dépose un mémoire sur l'opus et la génération des sangsues. MM. Bussy et Breton sont chargés de prendre connaissance de ce travail, et d'en rendre compte à la Société.

M. Berthemot dépose une Note sur l'examen chimique des produits blanchâtres qui recouvrent les fruits, et qu'on appelle fleur des fruits.

La Société reçoit une lettre de M. Avequin, pharmacien à la Nouvelle-Orléans, sur la Fabrication du sucre de cannes. — Cette lettre est renvoyée aux rédacteurs du Journal de pharmacie.

M. Bussy, en rendant compte des séances de l'Académie des Sciences, entre dans quelques détails sur le procédé indiqué par M. Lassaigne, pour reconnaître les taches arsenicales au moyen de l'iode. Il présente en même temps deux soucoupes, recouvertes l'une de taches antimoniales, l'autre de taches arsenicales, et fait voir que, sous l'influence de la vapeur d'iode, les premières prennent une couleur d'un brun rougeâtre, tandis que les taches arsenicales se colorent en jaune.

M. Félix Boudet fait un rapport favorable sur une thèse de M. le docteur Foucard, relative à l'Histoire naturelle et pharmaceutique du baume de copahu et de la térébenthine. M. Foucard est ensuite présenté comme membre correspondant de la Société.

MM. Louradour, Buignet et Boudet, sont chargés de faire le rapport d'admission.

M. Guibourt lit un rapport sur une thèse de M. Mayet, thèse qui a pour objet l'étude des diverses fécules employées en pharmacie. —Après une digression assez étendue sur le sagou, l'arrow-root, etc., M. Guibourt, revenant à l'objet de son rapport, propose que des remercîments soient adressés à M. Mayet, et demande en outre que la Société veuille bien l'admettre comme candidat au titre de membre résidant. MM. Guibourt, Félix Boudet et Baget sont chargés de faire le rapport d'admission.

M. Hottot lit un rapport sur un procédé imaginé par M. Dordaud, pharmacien à Alger, pour préparer la plupart des substances médicamenteuses sous forme de granules. M. le rapporteur pense que si l'on a pu faire quelques applications heureuses du moyen proposé, il y aurait un véritable danger à l'étendre d'une manière absolue à la plupart des médicaments.

M Gauthier de Claubry communique à la Société trois mémoires de M. Peretti : 1° sur le valérole et l'acide valérianique; 2° sur un nouveau moyen d'opérer le dégorgement des sangsues; 3° sur la préparation de l'arséniate de quinine.

Le moyen de faire dégorger les sangsues consiste à les mettre dans du vin rouge pendant deux ou trois minutes. — M. Bouchardat déclare avoir déjà employé ce moyen dans les hôpitaux, mais sans le moindre succès. M. Dubail pense que la divergence des résultats peut bien provenir de ce que les vins employés sont de natures fort différentes. M. Bussy fait observer, à ce sujet, que si on voulait examiner la question de la manière la plus profitable aux intérêts de la science, il faudrait opérer avec des mélanges en proportions connues et progressivement variables d'alcool et d'eau, ou, s'il était démontré que ce n'est pas à l'alcool que le vin doit la vertu en question, opérer de la même manière avec les autres principes constituants du vin.

M. Gaultier de Claubry cite encore un travail de M. Peretti sur la composition de l'urine. En reprenant par de l'éther complétement anhydre le résidu de l'évaporation de l'urine, M. Peretti a obtenu une matière légèrement colorée, qui se change en urée sous les plus légères influences. L'auteur conclut de ce résultat, que peut-être l'urée ne préexiste pas dans l'urine, mais

qu'elle est le produit secondaire de l'action des acides de l'économie sur la matière en question.

M. Ménier signale à la Société une fraude d'un nouveau genre, qui consiste à donner du bromure de potassium pour de l'iodure de la même base. Les caractères physiques sont exactement les mêmes, et l'œil le mieux exercé ne peut reconnaître la substitution. Il faut recourir à des essais chimiques. — M. Guibourt lit à ce sujet une Note détaillée, dans laquelle il donne les moyens de reconnaître et doser un mélange des deux sels. Les deux meilleurs réactifs sont le nitrate d'argent et le sublimé corrosif. — La solubilité dans l'eau, ou dans l'alcool à 85°, fournit encore de bons caractères.

M. Bussy demande la parole pour signaler à son tour un autre abus qui porte sur la vente des eaux naturelles et particulièrement des eaux de Bonnes et de Barèges. — On a trouvé dernièrement dans le commerce beaucoup de ces eaux qui n'étaient que des eaux d'Enghien, bien qu'elles portassent l'étiquette et le cachet de Bonnes et de Barèges. L'eau d'Enghien contenant de la chaux, des sulfates et des bicarbonates qui ne se retrouvent pas dans les eaux sulfureuses des Pyrénées, il est facile de reconnaître cette fraude, au moyen de l'oxalate d'ammoniaque, de l'eau de chaux et du nitrate de baryte, qui précipitent très-abondamment l'eau d'Enghien, et troublent à peine les eaux de Bonnes et de Barèges.

M. Trécul est invité par M. le président, à exposer à la Société les points principaux de son travail sur le développement des organes des plantes. Il s'occupe principalement des racines qui, selon lui, doivent leur origine à la partie externe du tissu central de la tige, contrairement à l'opinion émise par M. Dutrochet.

Congrès médical de France.

QUATRIÈME ARTICLE.

L'appel adressé par la commission permanente aux correspondants qu'elle a choisis dans chaque arrondissement a été ac-

cueilli avec une faveur et un empressement inespérés : partout médecins et pharmaciens rivalisent de zèle pour l'association, et déjà elle existe ou s'organise dans 150 arrondissements au moins. Dans quelques-uns, les médecins, les pharmaciens et les vétérinaires ont constitué des associations séparées, mais dans le plus grand nombre ils se sont réunis en une seule. Tout fait espérer que d'ici à quelques mois les vœux du congrès, relativement à l'association médicale, seront realisés dans toute l'étendue de la France, et que tous les membres de la grande famille médicale seront unis par les liens d'une confraternité généreuse, et féconde pour l'avenir de la science et de la profession, comme pour la santé publique même.

De toutes parts la commission reçoit les nouvelles les plus satisfaisantes et les témoignages les plus encourageants de sympathie et de confiance ; de toutes parts aussi, on lui demande des instructions et des règlements. Jalouse de répondre à des vœux aussi généralement exprimés, elle a déjà consacré plusieurs séances à rédiger une instruction générale et un projet de règlement qu'elle pourra bientôt envoyer à tous ses correspondants. Nous indiquerons, dans notre prochain numéro, les principales dispositions de cet important travail.

La lettre adressée par la commission permanente à M. le ministre de l'intérieur, sur l'organisation du service pharmaceutique dans l'hôpital de Lyon, a été prise en grande considération par le ministre, qui en a fait immédiatement envoyer copie aux administrateurs de l'hôpital. Aucune mesure n'a été prise cependant à cet égard par l'autorité, mais à Lyon comme à Paris, cette affaire est suivie avec fermeté et persévérance, et nous ne doutons pas que la loi nouvelle ne stipule des garanties suffisantes contre les empiétements des hôpitaux et autres établissements analogues, sur le domaine de la médecine et de la pharmacie. Ce ne sera, au reste, que rappeler des dispositions qui remontent à plus d'un siècle, et qui font faire un retour pénible sur l'état de choses actuel, quand on songe qu'elles ont été prises pendant les dernières années du règne de Louis XIV.

On trouve en effet, dans son édit de 1707, un article 26, qui mérite à tous égards d'être reproduit.

« Nul ne pourra, sous quelque prétexte que ce soit, exercer la méde-

cine, ni donner aucun remède, *même gratuitement*, dans les villes et bourgs de notre royaume, s'il n'a obtenu le degré de licencié dans quelqu'une des facultés de médecine qui y sont établies, à peine de 500 livres d'amende. Voulons que tous religieux mendiants et non-mendiants soient et demeurent compris dans la prohibition portée par l'article précédent, et en cas de contravention de la part de ceux qui ne sont pas mendiants, voulons que l'amende ci-dessous de 500 livres soit payée par le monastère où ils font leur demeure, et à l'égard des mendiants, ils seront enfermés pendant un an dans une des maisons de leur ordre, éloignée de vingt lieues au moins du lieu où ils auront pratiqué, et en cas qu'ils en sortent pendant ledit temps au préjudice de nos défenses, permettons à la faculté de médecine la plus prochaine de les faire arrêter, en obtenant préalablement la permission par écrit du lieutenant général de police des villes où ladite faculté sera établie.»

Quand on voit un langage si ferme dans la bouche de Louis XIV, au déclin de sa vie et de sa puissance, que penser des hésitations et de la faiblesse de l'autorité, qui tolère les abus dont nous nous plaignons aujourd'hui.

Nous avons cependant une heureuse nouvelle à donner à nos lecteurs : M. Davallon de Lyon nous écrit, à la date du 17 janvier :

« Une mesure qui, à nos yeux, est une preuve palpable de l'influence du congrès, vient d'être prise par l'autorité municipale de Lyon : une ordonnance de police, rendue depuis quelques jours, défend les annonces de médicaments dont les murs de nos monuments publics étaient constamment couverts. »

A diverses époques, les pharmaciens de Lyon avaient vivement sollicité cette défense, mais toujours sans succès; aujourd'hui l'administration en a pris l'initiative. Une députation des pharmaciens s'est transportée auprès d'elle pour la remercier de cet acte important. Nos collègues se sont ensuite présentés chez le préfet du Rhône, pour le prier d'inviter les maires des communes du département à imiter l'exemple de la municipalité lyonnaise. Espérons que ce premier pas dans la voie des réformes les plus urgentes, trouvera des imitateurs. F. Boudet.

Chronique.

M. Frémy vient d'être nommé professeur de chimie à l'école Polytechnique en remplacement de M. Pelouse démissionnaire.

ERRATA.

Page 24, ligne 18, au lieu de : plus pesants, lisez : moins pesants.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

BOUSSINGAULT. — Composition de l'urine des herbivores.

M. Boussingault a publié une série d'expériences (1) sur la composition de l'urine des herbivores; ses observations portent sur des urines examinées immédiatement après leur émission.

En voici le résumé :

I. *Urine de porc.*

Urée	4,90
Bicarbonate de potasse	10,74
Carbonate de magnésie	0,87
Carbonate de chaux	traces
Sulfate de potasse	1,98
Phosphate de potasse	1,02
Chlorure de sodium	1,28
Lactate alcalin	indéter.
Acide hippurique	0,00
Silice	0,07
Eau et mat. organiq. indéterminées	979,14
	1000,00

II. *Urine de vache.*

Urée	18,48
Hippurate de potasse	16,51
Lactate de potasse	17,16
Bicarbonate de potasse	16,12
Carbonate de magnésie	4,74
Carbonate de chaux	0,55
Sulfate de potasse	3,60
Chlorure de sodium	1,52
Silice	traces
Acide phosphorique	0,00
Eau et mat. indéterm.	921,32
	1000,00

III. *Urine d'un cheval nourri avec du trèfle vert et de l'avoine.* — Cette urine était très-alcaline. L'urine de cheval laisse déposer, au moment même où elle est rendue, un sédiment calcaire très-abondant, et, comme les derniers jets sont troubles, il est à présumer qu'une partie de ce sédiment se forme déjà dans la vessie.

Urée	31,00
Hippurate de potasse	4,74
Lactate de potasse	11,28
Lactate de soude	8,81
Bicarbonate de potasse	15,50
Carbonate de chaux	10,82
Carbonate de magnésie	4,16
Sulfate de potasse	1,18
Chlorure de sodium	0,74
Silice	1,01
Phosphates	0,00
Eau et matières indéterminées	910,76
	100,00

(1) *Annal. de Chim. et de Phys.*, t. XV, p. 97.

IV. *Urine d'une vache nourrie avec du trèfle vert.* — Elle était aussi d'une alcalinité très-prononcée, et, comme les urines précédentes, renfermait de l'acide carbonique libre. M. Boussingault se livre, à cet égard, à des considérations détaillées qui paraissent prouver suffisamment que dans l'urine des herbivores cet acide carbonique constitue, avec l'alcali, un bicarbonate.

TH. BROOKS. — Combinaisons de protosels et de deutosels mercuriels.

Il existe un nitrate de mercure qui présente à la fois les caractères des protosels et ceux des deutosels ; M. Brooks vient de le soumettre à une analyse exacte (1), ainsi que quelques autres sels d'une composition semblable.

Nitrate mercuroso-mercurique. — Le protonitrate et le deutonitrate neutres, produits par le mercure, sont cristallisés et incolores; mais conservés pendant longtemps dans le liquide même où ils se sont formés, ils finissent par jaunir, en produisant le sel particulier dont nous allons parler.

Ce sel s'obtient à l'état de pureté, d'après le procédé suivant de M. Wittstock : Dans une fiole à médecine, placée au bain de sable, on fait bouillir 1 partie (1/2 livre) de mercure, avec 1 1/2 partie (3/4 de livre) d'acide nitrique pur de 1,2, et l'on maintient la masse en ébullition jusqu'à dissolution complète du métal; cette opération exige environ trois heures. Une partie du sel se dépose déjà pendant l'ébullition; quand tout le métal est dissous, on maintient le liquide à une température voisine de l'ébullition; et alors, le sel jaune se dépose en grande quantité. On décante ensuite l'eau mère et l'on sèche le sel entre des doubles de papier joseph; par l'échauffement, l'eau mère en donne de nouvelles portions. Cependant le sel jaune finit par se mélanger d'un sel blanc qui est du protonitrate surbasique.

On obtient toujours le sel jaune parfaitement pur, si l'on emploie les proportions prescrites, et surtout si l'acide nitrique est très-pur et présente la densité indiquée.

Le sel ainsi obtenu est anhydre et ne renferme qu'un peu

(1) *Annal. de Poggend.*, LXVI, 63.

d'eau de décrépitation ; qu'il perd complétement au bain-marie.

Plusieurs analyses ont conduit aux rapports (1) d'azote, de mercure et d'oxygène :: 1 : 4 : 4 ; il résulte de plus, des analyses de M. Brooks, que la moitié du mercure s'y trouve sous la forme de protosel et l'autre moitié sous celle de deutosel. En conséquence, l'auteur en déduit la formule dualistique,

$$[N^2O^5, 2Hg^4O + N^2O^5, 4Hg^2O].$$

Certainement, dans la théorie de M. Berzélius, il est impossible d'y substituer une expression plus simple ; mais on ne comprend pas d'après quelle loi se font toutes ces combinaisons salines, où l'on réunit arbitrairement toutes les quantités possibles de base et d'acide. Dans la théorie de M. Berzélius, il n'y a plus aucune règle pour la basicité des sels ; toutes les proportions sont admissibles, et l'on scinde à volonté les formules, pourvu qu'elles prennent une forme dualistique.

Si l'on examine avec attention la composition des différents nitrates métalliques, on remarque qu'ils n'appartiennent pas tous au même type, et c'est à tort que les partisans des idées dualistiques les représentent tous par la formule $[N^2 O^5, M^2 O]$; il n'y a, en effet, que 7 ou 8 nitrates (potasse, soude, lithine, baryte, strontiane, chaux, plomb, argent) qui puissent se ranger sous cette expression. Ces nitrates ont pour caractère commun, de dégager d'abord de l'oxygène quand on les calcine ; leur composition et leur basicité correspondent évidemment à celles des métaphosphates $[P^2 O^5, M^2 O]$, ou dans ma notation,

Nitrates dégageant O par calcination.	$N M O^6$	Sels uni-basiques.
Métaphosphates.	$P M O^3$	

Il existe une autre classe de nitrates, comprenant, entre autres, tous ceux des métaux de la série magnésienne (Mg, Cu, Zn, Co, Ni, Cd) ; ces nitrates ne peuvent pas s'obtenir anhydres ; quand on les porte à une température élevée, ils commencent par dégager de l'acide nitrique, mais jamais ils ne donnent du gaz oxygène. Or, cette seconde classe constitue un nouveau type $[N^2 O^5, M^2O, 2H^2 O]$, ou dans ma notation,

(1) N = 87,5 ; Hg = 625. Donc, protoxyde de mercure = Hg^4O, deutoxyde = Hg^2O.

Nitrates dits neutres, de la série magnésienne.	$N(H^2M)O^4$	Sels tri-
Phosphates ordinaires dits acides.	$P(H^2M)O^4$	basiques.

Or certains nitrates de mercure appartiennent à ce second type (1). Si l'on représente, dans ma notation, les oxydes de mercure par Hg^4O et Hg^2O, il est évident que dans leurs sels respectifs, H se trouvera remplacé par Hg pour les deutosels, et par Hg^2 pour les protosels. Pour faire ressortir les analogies, représentons Hg par $Hg\alpha$ et Hg^2 par $Hg\beta$, on aura :

Protonitrate dimorphe. . . . $N(HHg^2\beta)O^4$
Deutonitrate cristallisé. . . . $N(HHg^2\alpha)O^4$

Ces deux sels ne s'obtiennent pas anhydres et se comportent comme ceux de la série magnésienne.

Si maintenant on applique la même notation au sel jaune analysé par M. Brooks, on trouve que c'est encore un nitrate du même type tribasique renfermant

$$[N(Hg\beta Hg^2\alpha)O^4].$$

Mais revenons aux réactions de ce sel remarquable ; je reprends donc le mémoire de M. Brooks.

Si l'on broie ce sel avec du chlorure de sodium, il devient d'un rouge brun. La masse étant étendue d'eau et filtrée, l'hydrogène sulfuré donne dans la partie soluble les réactions des deutosels de mercure ; si, ensuite, on délaye la partie insoluble dans de l'acide hydrochlorique très étendu, celui-ci dissout du deutoxyde et laisse du protochlorure insoluble.

L'eau froide n'altère pas le sel jaune, mais si on le fait bouillir longtemps au contact de l'air, en renouvelant l'eau à mesure qu'elle s'évapore, il reste du protonitrate en dissolution, tandis qu'il se sépare un mélange de mercure métallique et de deutoxyde.

Cependant, quand on fait longtemps bouillir le sel, dans un ballon, à l'abri de l'air, il ne noircit pas ; il ne se développe aucun gaz, même par une ébullition de deux heures. La solution ne renferme alors que du deutonitrate qui est plus soluble que le protonitrate, dont il ne s'y trouve qu'une trace. Si on lave ensuite le sel, les eaux de lavage renferment du protonitrate

(1) J'emprunte ces faits à un travail général sur les nitrates, que je publierai incessamment. C. G.



et du deutonitrate, tandis que la partie insoluble renferme ces sels à l'état surbasique.

Délayé dans l'acide sulfurique concentré et pur, ce sel ne développe à froid que des vapeurs incolores d'acide nitrique.

Toutes ces réactions prouvent bien que le sel jaune, analysé par M. Brooks, est un nitrate dans lequel le mercure figure sous deux formes différentes.

Sulfate mercuroso-mercurique. — Le nitrate précédent peut, par double décomposition, donner d'autres sels semblables. Ainsi, quand on l'échauffe légèrement avec du sulfate de soude sans faire bouillir, il se dissout du nitrate de soude, et l'on obtient un sulfate jaune, insoluble dans l'eau, ne contenant ni eau, ni acide nitrique.

M. Brooks le représente par [SO^3, 2 Hg^4O+SO^3, 4Hg^2O]; de même qu'il existe un type nitrate [N^2O^5, 3 H^2O], de même aussi on connaît un type sulfate [SO^3, 3 M^2O]. On a donc dans ma notation :

Nouveau type sulfate.......	[$S^{'}M^6$ O^6]
Turbith minéral de Kane....	[$S\ Hg^6\alpha$ O^6]
Sel de Brooks..........	[$S(Hg^2\beta Hg^4\alpha)O^6$].

On croit encore assez généralement que l'eau ajoutée au deutosulfate de mercure en précipite du turbith minéral, tandis qu'un sulfate acide resterait en solution; le fait n'est pas exact, suivant M. Brooks. L'eau décompose le sulfate de mercure en acide sulfurique libre et en turbith minéral; si l'on évapore la partie liquide, on obtient une solution sulfurique d'où le sulfate neutre se dépose en cristaux. Sous ce rapport, les expériences de M. Brooks viennent à l'appui de l'opinion déjà manifestée sur ce point par M. Henri Rose.

Phosphate mercuroso-mercurique. — On obtient un composé semblable aux précédents, en traitant le nitrate par du phosphate de soude ordinaire; cependant les analyses de M. Brooks n'étant pas concordantes, il est impossible de fixer la composition du produit.

Oxalate mercuroso-mercurique. — En traitant le nitrate jaune par l'oxalate de potasse neutre, on obtient du nitrate de potasse, ainsi qu'un sel rouge brun qui se décompose déjà au-dessous de 100°, en donnant un produit gris brun, renfermant du mercure métallique.

J. LEFORT. — Protosels de mercure.

L'analyse de plusieurs sels mercuriels a été reprise par M. Jules Lefort, sous la direction de M. Millon (1); les dosages du plus grand nombre des éléments, contenus dans ces sels, ont été, autant que possible, exécutés d'une manière directe.

Le *protocarbonate de mercure* est anhydre et renferme CO^2, Hg^4O, c'est-à-dire

$$[C\,Hg^{2}\ell O^{3}],$$

d'après la notation précédemment indiquée. On l'obtient en faisant tomber goutte à goutte du protonitrate de mercure, en solution affaiblie, dans une solution récente de bicarbonate de potasse faite à froid ; il est indispensable de verser le nitrate dans le bicarbonate et de ne pas opérer d'une manière inverse. Ainsi obtenu, le carbonate de mercure constitue une poudre amorphe, d'un jaune clair.

L'*oxalate* est aussi un sel anhydre ; chauffé graduellement jusque vers 120° au bain d'alliage, il se décompose sans détonation ; mais si on le chauffe brusquement, il produit une assez forte explosion.

L'*iodate* est également anhydre ; c'est une poudre blanche insoluble dans l'eau.

L'*acétate* forme de belles écailles nacrées, et est également anhydre.

Les analyses de M. Lefort confirment celles qui avaient déjà été faites sur ces sels.

Il n'en est pas de même de la composition du *protonitrite* et des *protonitrates de mercure*. Sur ce point, les indications de l'auteur, en désaccord avec ce qui a déjà été fait, me paraissent défectueuses ; en effet, au lieu d'être simplifiée par ses nouvelles recherches, la question se trouve infiniment plus compliquée qu'elle ne l'avait jamais été. Avant le travail de M. Lefort, on admettait trois protonitrates de mercure :

(*a*). . $N^2O^5 + 2\,Hg^4O + H^2O$ d'après Kane.

(*b*). . $2\,N^2O^5 + 3\,Hg^4O + 3\,H^2O$ } d'après Mitscherlich.
(*c*). . $N^2O^5 + Hg^4O + 2\,H^2O$ }

(1) *Journ. de Pharm.*, juillet 1845, p. 6.

Le sel (*a*) est maintenant du nitrite, selon M. Lefort.

Le sel (*b*), qu'on avait considéré comme le sel neutre, devient un *nitrate biatomique acide*, avec la formule,

$$[N^2O^5 + 2Hg^4O + H^2O + N^2O^5 + 4H^2O + \tfrac{1}{2}H^2O].$$

Enfin le sel (*c*), qui est dimorphe, au dire de M. Mitscherlich, figure dans le travail de M. Lefort, à la fois, comme *nitrate intermédiaire* et comme *nitrate biatomique neutre*, avec les formules,

$$[N^2O^5, 2Hg^4O + N^2O^5, H^2O + 2(N^2O^5, H^2O (2Hg^4O), H^2O)]$$
$$\text{et } [N^2O^5 + H^2O + 2Hg^4O + H^2O].$$

Est-il permis de substituer de semblables formules aux formules anciennes, et cela sans dire en quoi M. Mitscherlich se serait trompé? Il paraît que M. Lefort ne connaissait pas le travail de ce chimiste, du moins il n'en fait aucune mention. Il est vraiment fâcheux que M. Lefort ait si mal interprété des expériences qu'il paraît avoir exécutées avec le plus grand soin.

Tout ce sujet réclame donc de nouvelles recherches.

MILLON. — Oxyde de mercure ammoniacal.

Quand on verse de l'ammoniaque sur du bioxyde de mercure, il se produit une combinaison jaune foncé, laquelle desséchée sur de l'acide sulfurique, devient tout à fait brune. Selon les expériences de M. Millon (1), le produit jaune renferme :

$$[4Hg^4O + 2NH^3 + 2H^2O].$$

Les 2 éq. d'eau se dégagent au-dessus de l'acide sulfurique, lorsque l'oxyde devient brun, et la chaleur de + 100 à + 130° enlève encore un éq. d'eau, avec quelques traces d'ammoniaque.

Ce composé serait, suivant M. Millon, une base énergique, déplaçant l'ammoniaque de ses sels aussi vivement que peuvent le faire la chaux et la baryte. Il est lui-même déplacé de ses combinaisons par les alcalis caustiques ; mais il résiste ensuite,

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, 828.

sans rien perdre de ses éléments, quelle que soit l'addition de soude ou de potasse, à moins pourtant que la lessive alcaline ne soit concentrée et maintenue quelque temps à l'ébullition.

C'est ce composé qui serait renfermé, suivant M. Millon, dans un grand nombre de sels mercuriels ammoniacaux. Nous ne le suivrons pas dans la discussion des formules rationnelles par lesquelles il cherche à représenter cette *intimité* de l'ammoniaque dans les combinaisons du mercure, nous ferons seulement observer que M. Millon passe entièrement sous silence les expériences antérieures de M. Plantamour, sur le produit de la réaction de l'ammoniaque et du bioxyde de mercure. Il fallait cependant en dire un mot, car M. Plantamour (1) a aussi décrit une poudre brune, couleur puce, obtenue par ces deux agents, et se dissolvant dans les acides; mais selon M. Plantamour, il n'y aurait que du mercure et de l'azote, c'est-à-dire NHg^3, correspondant à l'ammoniaque.

MILLON. — Production de l'iodoforme.

L'auteur signale la production de l'iodoforme par des substances autres que l'alcool, telles que le sucre de canne, le sucre de raisin, la gomme, la dextrine et plusieurs substances albuminoïdes. L'iodoforme se produit assez abondamment avec ces diverses substances, sans que celles-ci puissent néanmoins remplacer, avec avantage, l'alcool. On emploie des quantités équivalentes d'iode et de bicarbonate de potasse, et une très-petite quantité de la substance organique; on ajoute l'iode en dernier lieu, et peu à peu; on chauffe, et l'iodoforme paraît presque aussitôt.

SCHUBERT. — Préparation de l'acide butyrique.

Cette préparation, d'après le procédé de MM. Pelouze et Gélis, exige plusieurs semaines. Pour aller plus vite, M. Schubert propose de remplacer le fromage par de la viande; mélangée avec de l'empois d'amidon, ou avec des pommes de terre

(1) *Biblioth. univers.*, XXXII, p. 339.

cuites et délayées dans l'eau, elle en hâte beaucoup la décomposition.

Le dégagement de gaz se termine alors dans l'espace de cinq ou six jours.

FILHOL. — Préparation économique de l'oxyde de carbone.

M. Filhol (1) propose d'utiliser l'action de l'acide sulfurique sur le sucre de canne, la fécule ou le sucre d'amidon, pour préparer avec économie l'oxyde de carbone. 20 gram. de sucre de canne étant chauffés modérément avec 80 gram. d'acide sulfurique concentré, il s'établit une réaction très-vive, et l'on obtient un mélange gazeux d'acide carbonique et d'oxyde de carbone, qu'il suffit de faire passer à travers un lait de chaux pour avoir l'oxyde de carbone à l'état de pureté.

MAGNUS et MARCHAND. — Absorption de l'oxygène par le sang.

Les conclusions que M. Magnus avait tirées de ses belles expériences sur le sang, ont été attaquées, il y a quelque temps, par MM. Gay-Lussac et Magendie (2). M. Magnus répond aujourd'hui à leurs objections (3) par quelques nouvelles expériences, et se trouve conduit à maintenir ses premières conclusions. L'oxygène, suivant le physicien allemand, est simplement absorbé par le sang et arrive, par l'effet de la circulation, jusque dans les capillaires. Cette opinion est également appuyée par M. Marchand (4), qui affirme, comme M. Magnus, que l'oxygène peut être contenu dans le sang à l'état libre, c'est-à-dire à l'état de simple dissolution, de manière à pouvoir en être expulsé quand on y fait passer d'autres gaz ou qu'on soustrait ce liquide à toute pression. Remarquons que les expériences de M. Marchand ont été faites d'après une autre méthode que celles de M. Magnus.

(1) *Journ. de Pharm.*, août 1845.
(2) *Annal. de Chim. et de Phys.*, 3e série, XI, 1.
(3) *Annal. de Poggend.*, LXVI, 177.
(4) *Journ. f. prakt. Chem.*, XXXV, 385.

BARRESWIL. — Détermination de la causticité des sels de soude.

M. Barreswil (1) propose de déterminer la causticité des sels de soude du commerce, en se fondant sur les deux réactions suivantes : 1° Si l'on verse dans une solution de carbonate de soude un excès de chlorure de baryum, la liqueur filtrée n'est pas troublée par l'acide carbonique; 2° si dans une solution de chlorure de baryum bien neutre on verse une quantité minime d'alcali, la liqueur filtrée est troublée par ce gaz.

ZININ. — Action de l'hydrogène sulfuré sur quelques corps nitrogénés.

On connaît les réactions intéressantes que M. Zinin a observées avec l'hydrogène sulfuré ou l'hydrosulfate d'ammoniaque, et plusieurs substances organiques nitrogénées (2). L'auteur a continué ses recherches sur ce sujet, et elles lui ont donné des résultats non moins remarquables (3).

Décomposition de l'azobenzide. — L'azobenzide est cette belle substance cristallisée que M. Mitscherlich avait obtenue en traitant le nitrobenzide (benzène nitrique G.) par la potasse alcoolique.

L'azobenzide se dissout dans l'alcool saturé de gaz ammoniac avec une couleur orangée; quand on sature ce liquide par de l'hydrogène sulfuré, il se décolore, devient jaune, puis brun, et dépose, par l'échauffement, beaucoup de soufre pulvérulent, en s'éclaircissant de nouveau. Le liquide bouillant, séparé du soufre, dépose des cristaux feuilletés et brillants, qu'on purifie en les dissolvant dans l'alcool bouillant et ajoutant de l'acide sulfurique étendu jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus rien. Le précipité est lavé à l'alcool, puis dissous dans l'ammoniaque bouillante; on obtient ainsi des paillettes blanches et brillantes d'un nouvel alcaloïde que M. Zinin appelle *benzidine.*

Ce corps est fort peu soluble dans l'eau froide, mais l'eau

(1) *Journ. de Pharm.*, août 1845.

(2) *Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1845, p. 84.

(3) *Bulletin de Saint-Pétersbourg.*, II, n°s 18 et 19. — *Journ. f. prakt. Chem.*, XXXVI, 93.

bouillante en dissout beaucoup ; l'alcool et l'éther le dissolvent encore mieux. Il est sans odeur ; ses dissolutions ont une saveur âcre, alcaline et poivrée. Il fond à 108° et bout à une température plus élevée, en se décomposant en partie.

Il forme, avec les acides, des sels parfaitement déterminés qui sont décomposés par l'ammoniaque, ainsi que par les alcalis fixes.

La benzidine renferme, d'après trois analyses bien concordantes :

$$[C^{12}H^{12}N^{2}].$$

Le *sulfate* est presque insoluble dans l'eau bouillante et dans l'alcool ; aussi l'acide sulfurique précipite-t-il les solutions de benzidine, pas trop étendues, à l'état d'une poudre blanche, sans éclat. Si la solution est très-étendue, le précipité possède un éclat argentin, et se compose d'écailles microscopiques. Il renferme :

$$[C^{12}H^{12}N^{2}, SH^{2}O^{4}].$$

Le *phosphate* est presque aussi insoluble que le sulfate.

L'*hydrochlorate* est très-soluble dans l'eau, plus soluble encore dans l'alcool, et presqu'insoluble dans l'éther. Il cristallise en feuillets rhombes, minces, brillants et inaltérables à l'air. Il renferme :

$$[C^{12}H^{12}N^{2}, 2\,HCl].$$

Le *chloroplatinate* est jaune et cristallin, peu soluble dans l'eau, presqu'insoluble dans l'alcool et l'éther. L'eau bouillante le décompose. Une détermination de platine a donné pour la composition de ce sel :

$$[C^{12}H^{12}N^{2}, 2(HCl, PtCl^{2})].$$

Le *nitrate* cristallise en feuillets rectangulaires, solubles dans l'eau. L'acide nitrique concentré détruit l'alcaloïde.

L'*oxalate* est un sel blanc, cristallisé en aiguilles soyeuses et radiées, assez peu solubles dans l'alcool et l'eau, et renfermant :

$$[C^{12}H^{12}N^{2}, C^{2}H^{2}O^{4}].$$

M. Zinin donne aussi quelques indications sur le *tartrate*, l'*acétate* et le *benzoate* de la nouvelle base. Il est singulier que la composition des sels précédents corresponde à celle des sels aci-

des; l'hydrochlorate surtout est remarquable, en ce qu'il renferme 2 éq. d'acide hydrochlorique, car il ne me semble pas possible de dédoubler la formule de la benzidine, puisqu'on n'aurait pas un nombre pair pour la somme d'hydrogène et d'azote.

Le chlore décompose la benzidine, ainsi que les sels de cet alcaloïde, en solution aqueuse ou alcoolique; la solution prend quelquefois une teinte indigo fugitive, qui devient d'un brun foncé, en même temps qu'il se précipite une grande quantité d'une poudre cristalline, couleur de cinabre, presque insoluble mais soluble dans l'alcool.

Formation de l'azobenzide. — Dans les Comptes rendus de l'année précédente (p. 79), nous avons communiqué une note de M. Hofmann sur la formation de l'azobenzide.

Voici les renseignements que M. Zinin communique, à son tour, sur cette même métamorphose.

On pourrait, dit ce dernier chimiste, attribuer la formation de l'azobenzide à une action désoxygénante de l'alcool sur le nitrobenzide, en présence de la potasse. Cependant la réaction n'est pas si simple, car la formation de l'azobenzide est accompagnée de celle d'autres produits; en effet, après la distillation de la solution alcoolique du nitrobenzide avec la potasse, il reste beaucoup de charbon dans la cornue, et le récipient renferme, outre l'azobenzide, une quantité aussi forte d'aniline.

Une étude plus approfondie de cette réaction a prouvé que l'azobenzide n'en est pas le produit immédiat.

Lorsqu'on dissout 1 vol. de nitrobenzide dans 8 à 10 vol. d'alcool concentré, et qu'on ajoute à cette solution un poids de potasse caustique et sèche, égal au poids de l'azobenzide, le liquide prend une teinte brune et s'échauffe jusqu'à bouillir. On agite bien le mélange et l'on entretient l'ébullition pendant quelques minutes. Par le refroidissement, il s'y dépose quelquefois des cristaux bruns; on décante le liquide surnageant et l'on distille, jusqu'à ce qu'il s'y soit formé deux couches. La supérieure est brune, huileuse, et se concrète, après qu'on l'a décantée et lavée à l'eau, en un amas d'aiguilles brunes; la couche inférieure est une solution aqueuse de potasse caustique, de car-

bonate et d'un autre sel de potasse brun et presque insoluble dans l'alcool.

On exprime les cristaux et on les fait recristalliser dans l'alcool ou l'éther; on peut aisément les décolorer en faisant passer un courant de chlore dans leur solution alcoolique. Ils perdent alors promptement leur teinte brune et deviennent d'un jaune de soufre; ils s'obtiennent ainsi en aiguilles quadrilatères, brillantes; dans l'éther, ils prennent souvent, par l'évaporation spontanée, une longueur d'un pouce sur une demi-ligne de diamètre. Deux parties de nitrobenzide ont donné sensiblement une partie et demie de ce nouveau corps entièrement purifié.

Il est dur comme le sucre, sans odeur ni saveur, et ne se dissout pas dans l'eau.

M. Zinin lui donne le nom d'*azoxybenzide*. Il fond à 36°, et se prend par le refroidissement en une masse radiée. L'acide hydrochlorique, l'acide sulfurique étendu, la potasse, l'ammoniaque liquide, n'y exercent aucune action.

Il résiste à l'action du chlore, tant en dissolution alcoolique, qu'à l'état fondu.

L'acide nitrique dilué ne l'attaque que fort peu, mais l'acide fumant le dissout à la température ordinaire, s'échauffe, dégage des vapeurs rouges, et produit deux corps cristallisables.

L'acide sulfurique concentré dissout à chaud l'azoxybenzide et paraît produire un acide copulé.

Soumis à la distillation sèche, l'azoxybenzide donne d'abord un produit liquide, puis une matière butyreuse et cristalline; la cornue retient un abondant résidu de charbon. La partie liquide n'est autre que l'aniline; les cristaux sont formés par l'azobenzide.

Deux combustions de l'azoxybenzide (carbone 72,57—72,72; hydrogène 5,27—5,25) et une détermination d'azote à l'état de gaz (13,99), font adopter à M. Zinin la formule

$$C^{12}H^{10}N^{2}O,$$

qui exige carbone 72,60; hydrogène 5,04; azote 14,28.

Les analyses s'accordent donc avec cette formule, mais il est impossible d'en déduire la formation, par la chaleur, de l'azo-

benzide et de l'aniline, ni de rendre compte, en prenant cette même formule pour base, de la production de l'azoxybenzide.

Néanmoins, un fait ressort incontestablement des expériences précédentes, c'est que l'azobenzide n'est pas, comme on l'avait cru, le produit direct de l'action de la potasse sur le nitrobenzide.

M. Zinin promet de revenir dans un prochain mémoire sur les métamorphoses que l'azobenzide et l'azoxybenzide éprouvent de la part de l'acide nitrique.

Décomposition du nitrobenzoate d'ammoniaque par l'hydrogène sulfuré. — Quand on fait bouillir une solution alcoolique d'acide nitrobenzoïque (benzoate nitrique G.) saturée d'ammoniaque et d'hydrogène sulfuré, elle verdit, se trouble, et met en liberté une grande quantité de soufre en redevenant limpide. Pour avoir une décomposition complète, il faut décanter le liquide, mélanger avec l'alcool ammoniacal qu'on a condensé dans un récipient pendant l'ébullition, saturer par l'hydrogène sulfuré, et soumettre à une nouvelle distillation. Cette opération doit être répétée deux ou trois fois, jusqu'à ce qu'il ne se dépose plus de soufre. Finalement, on concentre le liquide jusqu'à consistance de sirop, on le sursature par l'acide acétique concentré, on recueille sur un filtre la bouillie épaisse que cet acide produit, on la laisse égoutter, et, après l'avoir séchée sur une brique poreuse, on la dissout dans l'eau distillée, on décolore par le charbon animal, et on filtre la solution bouillante. On obtient ainsi de petits mamelons blancs, composés de petites aiguilles groupées en rayons.

M. Zinin propose d'appeler ce nouveau corps *acide benzamique*. C'est en effet un acide azoté.

L'alcool et l'éther le dissolvent encore mieux que l'eau bouillante; à froid l'eau n'en dissout pas autant.

Il est sans odeur, mais d'une saveur fort douce, un peu aigrelette. Sa solution s'altère peu à peu au contact de l'air en produisant une résine brune.

Soumis à l'action de la chaleur, il fond, se boursoufle, et dégage des vapeurs âcres comme celles de l'acide benzoïque, en même temps qu'il reste un charbon volumineux.

Sa solution est aisément décomposée par le chlore, qui produit une substance résineuse, soluble dans l'alcool, avec une couleur violette.

L'acide nitrique ordinaire l'attaque peu, même à l'ébullition; mais l'acide fumant le décompose. L'acide sulfurique concentré le dissout à la température ordinaire, sans se colorer; la solution jaunit par l'échauffement, se décolore par l'addition de l'eau, et donne, une fois neutralisée, un précipité vert avec les sels de cuivre.

L'acide benzamique présente une forte réaction acide, sature parfaitement les bases, et déplace l'acide carbonique.

Ses sels à bases d'alcali ou de terre alcaline sont très-solubles dans l'eau et dans l'alcool, et n'ont pas pu s'obtenir sous forme cristalline.

Il paraît former avec le plomb trois sels différents, de couleur blanche, dont deux cristallisables; avec le cuivre, il donne un précipité vert, insoluble.

Les sels d'argent donnent avec une solution de benzamate d'ammoniaque un précipité blanc, caillebotté, qui finit par se transformer en une poudre cristalline. Celle-ci devient, dans l'eau bouillante, d'un violet brunâtre, sans se dissoudre. A l'état sec, le sel d'argent se boursoufle par la chaleur, dégage une vapeur âcre, et laisse un charbon poreux qu'on peut brûler complétement de manière qu'il ne reste que de l'argent pur.

M. Zinin a analysé l'acide et le sel d'argent; ses expériences conduisent aux formules que voici :

Acide benzamique. . . . . $\{C^7 H^7 NO^2\}$
Benzamate d'argent. . . . $[C^7(H^6Ag)NO^2]$

On voit, d'après cela, que l'acide benzamique de M. Zinin possède la même composition que l'acide anthranilique de M. Fritzsche, et la salicylamide de M. Cahours. Il ne donne pas d'aniline par la distillation sèche.

Sa formation se conçoit aisément, puisque

$$C^7H^5NO^4 + 3H^2S = 3S + 2H^2O + C^7H^7NO^2.$$

L'acide nitro-benzoïque $C^7H^5NO^4 = C^7(H^5X)O^2$ donne donc, sous l'influence de l'hydrogène sulfuré, du soufre, de l'eau, et de l'acide benzamique.

M. Zinin n'a pas examiné l'action des alcalis sur ce nouvel acide ; on ne peut donc pas savoir si c'est un véritable acide amidé. D'ailleurs, les alcalis ne pourraient pas le convertir en ammoniaque et en benzoate, ils donneraient plutôt du salicylate, car :

$$C^7H^7NO^3 + H^2O = NH^3 + C^7H^6O^3.$$

Quoi qu'il en soit, il est digne de remarque que l'acide benzamique de M. Zinin ne diffère de la benzamide que par 1 éq. d'oxygène.

MULDER. — Matières cireuses contenues dans les plantes.

Les substances qui colorent les feuilles en jaune et en rouge, y sont accompagnées d'une matière cireuse particulière, sur laquelle M. Mulder a fait quelques expériences (1).

Cette matière, extraite par l'éther des baies de sorbier, et purifiée autant que possible de matière colorante, ressemble entièrement à celle qu'on obtient dans l'extraction de la phlorizine. Suivant M. Mulder, il y a même identité entre ces deux produits ; leur composition (2) peut se représenter par les rapports $C^{20}H^{32}O^5$.

Elle est insoluble dans l'eau, et moins soluble dans l'alcool que dans l'éther. Son point de fusion est à 83°. Les alcalis ne la saponifient qu'en partie, ce qui paraît indiquer qu'elle n'est qu'un mélange de plusieurs corps.

M. Mulder a fait aussi quelques expériences sur la matière cireuse contenue dans l'herbe. Elle fut extraite au moyen de l'éther, lavée à l'alcool froid, et redissoute dans l'alcool bouillant, à plusieurs reprises, jusqu'à ce qu'elle fût incolore.

Les feuilles de lilas et de vigne ont donné exactement le même produit, et, chose digne de remarque, cette cire végétale est identiquement la même que celle des abeilles, ainsi que le prouvent les analyses suivantes :

---

(1) Scheikund. Onderzoek. II, p. 157.

(2) Les analyses de M. Doepping sur la matière cireuse, contenue dans le liége, conduisent à la formule $C^{20}H^{32}O^6$. C. G.



	Cire de l'herbe.	Cire des feuilles de lilas.
Carbone.	79,83	80,46
Hydrogène. . . .	13,33	13,28
Oxygène.	6,84	6,26
	100,00	100,00

BUSSY. — Produits de décomposition de l'huile de ricin.

Les nombreuses lacunes que présentent les séries homologues, se remplissent peu à peu, à mesure que les chimistes découvrent de nouveaux corps et étudient d'une manière plus approfondie les métamorphoses qui rattachent tous les corps les uns aux autres.

M. Bussy vient de compléter ainsi l'histoire des deux séries homologues dans lesquelles l'aldéhyde et l'acide acétique figurent comme corps types.

Cet habile chimiste a soumis à une nouvelle étude (1) l'acide volatil qui se développe quand on traite l'huile de ricin par l'acide nitrique, et, à la même occasion, il a découvert l'aldéhyde correspondant à cet acide.

Aldéhyde œnanthylique. — Le produit de la distillation sèche de l'huile de ricin se compose de l'aldéhyde en question que M Bussy appelle *œnanthol*; de l'acide volatil, désigné d'abord par M. Laurent sous le nom d'*acide azoléique*, puis par M. Tilley sous celui d'*acide œnanthylique*; d'un peu d'acroléine, et enfin des acides gras qui ont pu être entraînés à la distillation.

On distille de nouveau, on sépare l'œnanthol à l'aide d'une dissolution faible de baryte qui ne dissout que les acides, et on purifie le produit par la rectification. Le chlorure de calcium sert ensuite à le dessécher.

C'est un liquide incolore, d'une densité de 0,8271 à + 17°, d'une odeur pénétrante qui n'est pas précisément désagréable, d'une saveur d'abord sucrée, puis âcre et pénétrante. Il est soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'éther; l'eau n'en dissout que fort peu, assez cependant pour en prendre l'odeur.

(1) *Journ. de Pharm. et de Chim.*, t. VIII, p. 321.

Privé d'eau, il bout entre 155 et 158°; sur la fin de l'opération, la température s'élève, la liqueur se colore et prend une réaction acide.

L'analyse a conduit, pour ce corps, à la formule

$$[C^7H^{14}O]$$

correspondant à deux volumes de vapeur; densité observée, 4,178 — 4,100; id. calculée, 4,0019.

L'œnanthol absorbe l'oxygène en s'acidifiant; cette acidification est tellement prompte qu'il suffit de le transvaser d'un flacon dans un autre pour que cet effet se produise.

L'acide nitrique et l'acide chromique étendus le convertissent aussi en acide œnanthylique.

Quand on opère avec l'acide nitrique, il se produit aussi une petite quantité d'une huile neutre volatile, et qui possède à un haut degré l'odeur de l'essence de cannelle; M. Bussy est même disposé à croire que ce n'est pas autre chose. Cependant il n'avait pas assez de matière pour vérifier le fait par l'analyse.

Il réduit le nitrate d'argent neutre. Lorsqu'on ajoute de l'ammoniaque à l'œnanthol et qu'on y verse ensuite du nitrate d'argent, il se produit une masse blanche qui, chauffée au sein du liquide, donne lieu à un miroir métallique. L'œnanthol lui-même se convertit alors en une matière grasse visqueuse, légèrement colorée en jaune.

La potasse le convertit aussi en œnanthylate, mais en temps il se produit une matière huileuse non acide, de sorte que la réaction n'est pas nette.

L'œnanthol absorbe l'ammoniaque; le produit, d'abord cristallin, puis gélatineux et même liquide, se décompose complétement par l'eau.

Combinaison de l'aldéhyde œnanthylique avec l'eau. — Dans certaines circonstances, l'œnanthol humide peut donner un produit parfaitement cristallisé; il suffit pour cela de l'exposer à un froid prolongé; une portion donne alors des cristaux incolores, odorants comme l'œnanthol, solubles dans l'alcool, insolubles dans l'eau. Les analyses de M. Bussy conduisent à la formule :

$$[C^{14}H^{30}O^2] = 2\,[C^7H^{14}O] + H^2O.$$

Il paraîtrait, d'après cela, que la molécule de l'œnanthol se

double d'abord, dans ces circonstances, pour fixer alors de l'eau; cette supposition me semble d'autant plus fondée que M. Bussy a découvert une modification polymère de l'œnanthol, dont la molécule est aussi double ou triple de celle de cet aldéhyde.

Modification polymère de l'aldéhyde œnanthylique.—L'homologie entre l'aldéhyde acétique et le nouveau produit de M. Bussy ressort d'une manière encore plus complète, quand on considère l'existence du *métœnanthol* découvert par le même chimiste.

Lorsqu'on agite l'œnanthol avec de l'acide nitrique, à la température de 0°, qu'on abandonne ce mélange pendant 24 heures, puis qu'on le verse dans une capsule évasée exposée dans un lieu frais, on voit se produire une belle cristallisation, qui, lavée à l'eau chaude, est parfaitement neutre et présente exactement la composition de l'œnanthol liquide.

Le métœnanthol peut se conserver solide à + 5 ou 6°; il est sans odeur, se dissout dans l'alcool bouillant, et y cristallise en partie par le refroidissement. Il fond par la chaleur et bout à 230°. Quand on l'a maintenu liquide pendant quelque temps, on ne peut le concréter de nouveau que par un froid très-intense.

D'ailleurs le métœnanthol qui est passé à la modification liquide, ne reproduit pas l'œnanthol avec ses propriétés primitives, comme on serait porté à le croire, car il est alors inodore et d'une consistance huileuse. La potasse, la soude, l'ammoniaque, n'y agissent pas à la température ordinaire.

Outre les données précédentes, le travail de M. Bussy renferme des analyses faites sur l'*œnanthylate de baryte* et sur *celui d'argent*; ces analyses conduisent aux formules :

Sel de baryte. . . . . $[C^7(H^{13}Ba)O^2]$
— d'argent. . . . . $[C^7(H^{13}Ag)O^2]$

et confirment les nombres déjà obtenus par M. Tilley. La découverte de l'aldéhyde œnanthylique prouve aussi que l'acide dans lequel il se transforme, appartient à la série homologue RO^2 et n'est point bibasique, comme je l'avais cru d'abord, en me fondant sur quelques renseignements incomplets (1).

(1) Le *genre azoléate* (mon *Précis*, t. II, p. 277) est donc à transporter dans le septième échelon avec la formule $C^7H^{14}O^2$ pour l'espèce normale.
C. G.



CHANCEL. — Produit de la distillation des valérates.

L'examen des produits de la distillation sèche du butyrate de chaux a conduit M. Chancel à des relations fort intéressantes entre les aldéhydes et les acétones ; on sait que cette étude lui a fait découvrir le butyral ou aldéhyde butyrique. Le nouveau travail (1) dont nous allons rendre compte, prouve que la formation de cet aldéhyde, loin d'être une exception, se présente aussi pour d'autres acides monobasiques semblables à l'acide acétique.

Aldéhyde valérique. — Les recherches de M. Chancel démontrent que les valérates ne donnent pas, à la distillation sèche, de la valérone pure, comme M. Lœwig l'avait affirmé dans le temps; ce produit est au contraire formé d'aldéhyde valérique, à peine souillé de quelques traces de valérone.

M. Chancel a opéré sur du valérate de baryte dont la pureté avait été vérifiée par l'analyse. Ce sel renferme 9,5 p. 100=1 éq. d'eau de cristallisation. Dans ma notation :

$$C^{5}(H^{9}Ba)O^{2} + aq.$$

Jusque vers 350°, il ne perd que son eau de cristallisation, mais au-dessus de cette température il dégage du gaz inflammable d'une manière continue ; on obtient en même temps quelques gouttelettes légèrement colorées d'un liquide très-odorant. La décomposition complète ne s'établit qu'au rouge sombre ; il se forme alors une quantité assez notable de produits liquides, et il reste dans la cornue du carbonate de baryte souillé d'un léger dépôt de charbon.

On soumet le produit à plusieurs rectifications. Ainsi obtenu, le *valéral* ou aldéhyde valérique est limpide, incolore, doué d'une grande mobilité : il entre en ébullition à 110° environ ; sa densité à 22° est de 0,820 ; sa saveur est brûlante, son odeur, vive et pénétrante ; il est insoluble dans l'eau, soluble en toutes proportions dans l'alcool, l'éther et les huiles essentielles. Il est inflammable et brûle avec une flamme éclairante légèrement bordée de bleu.

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, p. 905.

Les corps oxydants en général le transforment en acide valérique ; cette métamorphose s'effectue également au contact de l'oxygène et de la mousse de platine.

L'acide nitrique de concentration ordinaire exerce sur cette substance une action des plus vives ; on obtient un acide nitrogéné semblable à l'acide butyronitrique et sur lequel l'auteur se propose de revenir. La métacétone donne un produit semblable.

Plusieurs analyses concordantes conduisent à la formule :

$$[C^5H^{10}O],$$

correspondant à 2 volumes de vapeur ; densité observée, 2,95 ; id., calculée 2,96.

Si l'on admet que le produit brut de la distillation sèche du valérate de baryte consiste uniquement en valérone et en aldéhyde valérique, on voit d'après la formule précédente et d'après une analyse de ce produit brut, qu'il peut renfermer environ 10 p. 100 de valérone.

La formation du valéral s'explique aisément, quand on prend pour base les observations de M. Chancel.

L'acide acétique donne de l'acétone par la distillation sèche, d'après l'équation suivante :

$$2[C^2H^4O^2] = CO^2 + H^2O + C^3H^6O.$$

L'acide valérique, son homologue, devrait donner :

$$2[C^5H^{10}O^2] = CO^2 + H^2O + C^9H^{18}O.$$

Or, remarquez que la réaction ne s'accomplit qu'au rouge sombre ; il est donc aisé de concevoir que le corps $C^9H^{18}O$, dont l'équivalent est déjà fort élevé et qui serait la valérone, ne résiste pas à cette température et se dédouble immédiatement en naissant ; on a en effet :

$$C^9H^{18}O = C^5H^{10}O + C^4H^8,$$

c'est-à-dire qu'au lieu de la valérone, on obtiendrait l'aldéhyde valérique et un hydrocarbure de la série homologue R, placé dans l'échelon qui se trouve immédiatement au-dessous de celui où sont l'acide et l'aldéhyde valériques. Les gaz inflammables, recueillis par M. Chancel dans la préparation du valéral, viennent à l'appui de cette interprétation.

En considérant l'équation d'après laquelle se forment les acétones par la série homologue RO^2, on remarque que leur équivalent s'accroît considérablement à mesure qu'on s'élève dans l'échelle des combinaisons organiques; cela explique pourquoi ces acétones n'ont qu'une existence éphémère, quand on cherche à les produire sous l'influence d'une haute température.

CAHOURS. — Densité de vapeur du perchlorure de phosphore.

Le mode de condensation adopté par M. Mitscherlich pour le perchlorure de phosphore, présentait une anomalie que M. Cahours a cherché à éclaircir. Suivant le chimiste allemand, la densité de ce corps était telle qu'elle correspondait à 6 volumes pour la formule P^2Cl^{10}, ou à 3 volumes pour la formule PCl^5.

On sait par les observations récentes de M. Cahours qu'il faut, dans la détermination des densités de vapeur, se placer, pour certains corps, très-loin de leur point d'ébullition, afin d'obtenir des nombres qui ne varient plus; les densités sont donc souvent trop fortes, si elles ont été prises à une température trop basse.

M. Mitscherlich avait obtenu, pour le perchlorure de phosphore, le nombre 4,85, en opérant à 185°.

Voici les nouvelles déterminations (1) de M. Cahours :

Températures.	Densités.
190°	4,99
200°	4,85
208°	4,73
230°	4,30
250°	3,99
274°	3,84
288°	3,67
289°	3,69
300°	3,654
327°	3,656

On voit, d'après ces expériences, que le perchlorure de phosphore, comme beaucoup d'autres composés, fournit, quand on

(1) *Comptes rendus des séances de l'Acad.*, t. XXI, p. 625.

l'examine à l'état gazeux, une courbe dont les ordonnées (densités) vont en décroissant à mesure que les abscisses (températures) augmentent, jusqu'à une certaine limite, à partir de laquelle elles restent constantes. Or, il résulte de l'inspection des nombres précédents que, en donnant à la vapeur de phosphore la densité hypothétique 2,21, la densité constante observée par M. Cahours pour le perchlorure de phosphore correspond à :

8	vo'umes pour la	formule	P^2Cl^{10},
4	—	—	PCl^5,
2	—	—	$P^{\frac{1}{2}}Cl^{\frac{5}{2}}$.

Avec la densité 4,42 observée sur le phosphore, on aurait :

8	volumes pour la	formule	PCl^{10},
4	—	—	$P^{\frac{1}{2}}Cl^5$,
2	—	—	$P^{\frac{1}{4}}Cl^{\frac{5}{2}}$.

Mais il me semble que la densité 4,42 pourrait aussi avoir été prise à une température trop rapprochée de l'ébullition du phosphore.

M. Cahours fait observer qu'on pourrait également considérer le perchlorure de phosphore comme une combinaison de volumes égaux de chlore et de protochlorure de phosphore condensés à la moitié ; il base cette hypothèse sur certaines réactions du perchlorure, entre autres sur l'action de l'hydrogène sulfuré qui, comme on sait, enlève les 2/5 du chlore pour les remplacer par du soufre.

En terminant cette communication, M. Cahours annonce aussi quelques expériences sur la densité de la vapeur du soufre ; jusqu'à présent il n'a pu opérer qu'à la température de 560°, mais il pense qu'il faudrait aller jusqu'à 800° pour s'assurer si les nombres obtenus restent constants. A 560°, il a obtenu le nombre, 6,47 qui ne diffère que bien peu du résultat de M. Dumas (6,65 à 525°).

F. RAGSKY. — Dosage de l'urée.

Nous avons exposé, p. 2, les expériences entreprises par M. Heintz sur le dosage de l'urée.

M. Fr. Ragsky, professeur suppléant à Vienne en Autriche,

s'est occupé de la même question au laboratoire de Giessen (1). L'auteur a aussi reconnu que la solubilité du nitrate d'urée dans l'acide nitrique rend inexacte la méthode qui consiste à doser l'urée sous la forme de ce sel. Il propose donc, comme M. Heintz, d'avoir recours à la décomposition que l'urée éprouve de la part de l'acide sulfurique. Il fait bouillir l'urine avec la moitié de son poids d'acide sulfurique, et chauffe jusqu'à ce que la matière soit noire; il épuise ensuite par l'eau, filtre et précipite le sel ammoniacal par le bichlorure de platine. Comme l'urine renferme aussi des sels de potasse et des sels d'ammoniaque, il faut évidemment faire un essai à part pour savoir combien il faut en mettre en déduction.

Nous nous sommes suffisamment étendu sur ce point en rendant compte du travail de M. Heintz.

ZEISE. — Action de l'iode sur le xanthate de potasse.

On sait que les xanthates (carbovinates bisulfurés G.)

$$[C^3(H^5M)(OS^2)]$$

sont pour l'alcool C^2H^6O et le sulfure de carbone ce que les sulfovinates sont pour l'alcool et l'acide sulfurique.

M. Zeise a étudié l'action que ces xanthates, et en particulier le xanthate de potasse, éprouvent de la part de l'iode. Voici ce que nous apprend à ce sujet son mémoire (2) :

Lorsqu'on agite avec de petites quantités d'iode en poudre du xanthate de potasse délayé dans l'alcool sous forme de bouillie, il se sépare bientot du soufre de la matière saline, tandis qu'il surnage un liquide jaunâtre ou coloré en brun s'il y avait un excès d'iode. Cet excès pourrait s'enlever par une nouvelle addition de xanthate. On abandonne pendant 24 heures, on filtre et on distille le liquide dans une cornue jusqu'à le réduire au quart; s'il se séparait encore quelque chose de solide, il faudrait en décanter la liqueur. On distille d'abord celle-ci au bain d'huile par une chaleur croissante, jusqu'à ce qu'elle soit arrivée à la tempéra-

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVI, p. 29.

(2) *Ibid.*, t. LV, p. 304; extrait des *Kongl. Danske Vidensk. Selsk. Afhandl.* 1843.

ture de 150°; puis on change de récipient et l'on achève de distiller à feu nu. Il passe alors une huile jaune, tandis qu'il reste dans la cornue une certaine quantité, peu considérable, d'une matière noire.

L'huile est ensuite lavée, rectifiée et séchée sur du chlorure de calcium; elle représente *l'éther sulfocarbonique* (carbalcool bisulfuré G.),

$$[C^5H^{10}(S^2O)],$$

ainsi que le prouvent les analyses de M. Zeise.

Ce corps est d'un jaune pâle, d'une saveur douceâtre, d'une odeur qui n'est pas trop désagréable. Il est neutre aux papiers, et présente une densité de 1,0703 à + 18°. Il ne brûle que difficilement, s'il n'a pas été préalablement échauffé. Il bout entre 210 et 212°.

Il est entièrement insoluble dans l'eau; l'alcool et l'éther le dissolvent en toutes proportions. Il dissout l'iode en produisant un liquide brun.

Le potassium ne l'attaque que légèrement à chaud. L'acide nitrique concentré l'attaque d'une manière violente.

Une dissolution alcoolique de potasse le convertit en mercaptan (alcool sulfuré G.) et en carbonate; on a, en effet :

$$[C^5H^{10}(S^2O)] + 2[(KH)O] = 2[C^2H^6S] + [CK^2O^3].$$

Si la teinture de potasse reste longtemps en contact avec le produit, il se forme en même temps du sulfure et du xanthate.

M. Zeise a essayé d'isoler un autre corps qui paraît accompagner la formation de l'éther sulfocarbonique, mais ses efforts ont été infructueux.

LAURENT. — Note sur les acides des pins.

De nouvelles recherches ont prouvé à M. Laurent que l'acide naturel des pins est l'acide pimarique. Ce composé, soit avec le temps, soit sous l'influence de certains agents, se transforme en deux composés isomères, les acides pinique et sylvique. C'est à tort qu'on dit, dans tous les Traités de chimie, que l'acide sylvique cristallise en tables quadrilatères. Sa forme est très-

remarquable, et, seule, elle suffit pour permettre de reconnaître cet acide au premier coup d'œil; ses cristaux ont la forme de tables triangulaires. C'est cette erreur qui avait empêché M. Laurent de reconnaître l'identité des acides sylvique et pyromarique.

Quant aux acides pinique et pimarique amorphe, ils sont probablement identiques. Les acides pinique et sylvique, qu'on rencontre dans les résines du commerce, proviennent des modifications que l'acide naturel ou pimarique a subies avec le temps, ou sous l'influence du feu et de la lumière.

CAHOURS. — Action du brome sur quelques sels alcalins.

1. Les *oxalates* alcalins en dissolution aqueuse sont vivement attaqués par le brome, surtout si l'on opère à 40° ou 50°; il se dégage du gaz carbonique et l'on obtient un bromure (1) :

$$[C^2K^2O^4] + Br^2 = 2[CO^2 + KBr].$$

2. Avec les *acétates* alcalins, l'action est nulle; le seul phénomène qu'on observe, c'est la dissolution d'une forte proportion de brome, qu'on peut expulser en portant la liqueur à l'ébullition.

3. Quand on fait agir le brome, par petites portions, sur le *citrate* de potasse en dissolution dans l'eau, il se dégage de l'acide carbonique, et il se produit du bromoforme (formène tribromé G.), ainsi qu'une nouvelle substance cristallisée, à laquelle M. Cahours donne le nom de *bromoxaforme*, et qui renferme :

$$[C^3(HBr^5)O^2].$$

Cette substance, cristallisée en beaux prismes, fond à 75°, et se décompose en partie par la distillation. Sous l'influence de la potasse caustique et bouillante, elle se dédouble en oxalate, bromoforme et bromure :

$$[C^3(HBr^5)O^2] + 2[(KH)O] = [C^2K^2O^4] + [C(HBr^3)] + 2HBr.$$

(1) *Comptes rendus de l'Académie*, t. XXI, p 812.



L'action que le citrate éprouve de la part du brome s'explique dès lors par l'équation suivante :

$$[C^6(H^5K^3)O^7] + H^2O + 14Br = 3CO^2 + [C^3(HBr^5)O^2] + 6HBr + 3KBr.$$

Les citrates de soude et de chaux se comportent de la même manière que le citrate de potasse.

4. Lorsqu'on fait arriver du brome par petites portions dans une dissolution aqueuse de *citraconate* neutre de potasse, il se développe de l'acide carbonique, et l'on obtient une huile jaunâtre pesante, qui est formée de deux substances : l'une acide qu'on peut séparer en faisant agir sur le mélange une dissolution étendue de potasse caustique ; l'autre neutre, qui reste comme résidu. Si l'on verse un acide affaibli dans la liqueur alcaline, il se sépare aussitôt, tantôt une huile pesante de couleur jaunâtre, tantôt de fines aiguilles. L'analyse a constaté l'identité la plus parfaite entre ces deux produits, qui présentent un des cas si nombreux d'isoméric.

La substance liquide ou cristalline possède une composition qui se représente par la formule

$$[C^4(H^6Br^2)O^2],$$

que M. Cahours a contrôlée par l'examen du sel d'argent, du sel ammoniacal et de l'éther qu'elle est susceptible de former. Ce chimiste la désigne sous le nom d'*acide bromo-triconique* (1).

La matière huileuse neutre qui prend naissance en même temps a pour formule :

$$[C^3(H^3Br^3)O].$$

L'*itaconate* neutre de potasse donne, avec le brome, exactement les mêmes produits, ce qui confirme l'identité que j'ai admise, dans mon livre, t. I, p. 555, entre les citraconates et les itaconates.

Lorsqu'au lieu de faire usage de citraconate neutre, on emploie un sel très-alcalin, on obtient quelquefois un acide cristallisable,

$$[C^3(H^4Br^2)O^2],$$

(1) Il est probable que c'est l'*acide butyrique bibromé*. De même la matière huileuse neutre paraît être l'*acétone tribromée*. C. G.

ainsi qu'une substance neutre que M. Cahours a obtenue en trop petite quantité pour pouvoir en fixer la composition (1).

5. Le *tartrate* de potasse se comporte tout autrement que le citrate; il y a seulement formation de bromure et de bitartrate, puis l'action s'arrête. Le brome peut donc servir à reconnaître de petites quantités d'acide citrique mélangées à l'acide tartrique par la production si caractéristique du bromoforme.

6. Le *malate* de potasse donne aussi une certaine quantité de bromoforme. M. Cahours n'avait pas assez de matière pour approfondir davantage cette réaction.

7. Les *gallates* et les *tannates* alcalins sont vivement attaqués par le brome; mais on n'obtient, dans ce cas, qu'une résine brunâtre que l'auteur n'a point examinée.

Les résultats fort intéressants que nous venons de résumer, font partie d'un travail étendu que M. Cahours se propose de continuer dès qu'il sera en possession d'une quantité suffisante de brome, dont le prix est aujourd'hui si élevé.

MITSCHERLICH. — Composition des cendres de la levure de bière.

Les cendres de la levure de bière sont remarquables en ce qu'elles se composent presque exclusivement de phosphates. M. Mitscherlich (2) en a analysé deux échantillons, ainsi que les cendres laissées par la bière qui avait fourni la levure.

Celle-ci fut séchée à 120° au bain de chlorure de zinc, et donna ainsi 7,5—7,6 p. c. de cendres. Il n'y avait que de l'acide phosphorique, ainsi que de la chaux, de la magnésie et de la potasse, sans oxyde de fer ni alumine; il n'y avait pas non plus de sulfate. Voici, au reste, les deux analyses :

	I.	II.
Acide phosphorique.	41,8	39,5
Potasse	39,5	28,3
Phosphate de magnésie ($P^2O^5,2Mg^2O$). .	16,8	22,5
Phosphate de chaux ($P^2O^5,2Ca^2O$).	2,3	9,7

(1) L'acide cristallisable est probablement l'*acide métacétonique bibromé*. C. G.

(2) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVI, p. 231.

La première cendre contenait une trace de silice, et il n'y avait point de soude. En traitant, par l'alcool et l'eau, la levure qui a fourni l'autre cendre, M. Mitscherlich a pu en extraire du phosphate acide de potasse en cristaux déterminables; la réaction acide de la levure et des eaux de lavage provient donc en partie de ce sel.

La bière qui avait fourni la levure fut évaporée et calcinée; elle donna 0,307 p. c. de cendres, renfermant en 100 parties:

Acide phosphorique.	20,0
Potasse.	40,8
Soude.	0,5
Phosphate de magnésie.	20,0
Phosphate de chaux	2,6
Silice.	16,6

Une partie de la potasse est sans doute contenue dans la bière en combinaison avec un acide qui se détruit par le feu; une autre partie paraît s'y trouver sous forme de phosphate acide; la soude y est à l'état de chlorure de sodium. On voit aussi, par l'analyse précédente, que l'orge cède à l'eau de la silice qu'on trouve en dissolution dans la bière en assez forte quantité.

M. Mitscherlich accompagne les résultats précédents de quelques observations sur le procédé qu'il faut suivre pour réduire en cendres la levure et en général les parties végétales.

LEBLANC. — Observations sur la litharge.

Il résulte des expériences de M. Leblanc (1) que la litharge, matière inoxydable à la température du four, peut, sous l'influence d'un courant d'air, dissoudre de l'oxygène à la manière de l'argent, et se comporte alors à la façon de la plupart des liquides mis en contact avec les gaz.

D'après le même chimiste, les variations de structure et de coloration de la litharge ne tiennent pas à des changements dans la composition chimique, mais bien à des modifications par isomérie ou dimorphisme, comparables à celles qui différencient l'acide arsénieux vitreux et l'acide arsénieux opaque, le sucre d'orge le sucre candi, l'iodure rouge et l'iodure jaune de mercure, etc.

(1) *Journ. de Pharm.*, t. VIII, p. 181.

Ces différentes modifications peuvent être produites à volonté par voie sèche, suivant les circonstances de température et de vitesse du refroidissement.

PEYRONE. — Action de l'ammoniaque sur le chlorure de platine.

Les recherches de MM. Magnus, Gros, Reiset et Peyrone, sur les combinaisons produites par le chloroplatinite d'ammoniaque, ont donné à ce sel une certaine importance, et cependant il n'avait pas encore été analysé. M. Peyrone (1) a comblé cette lacune en le soumettant à quelques expériences; il l'a trouvé composé, ainsi que l'indiquait la théorie, de

$$[NH^3,HCl,PtCl].$$

Pour l'obtenir, il suffit de saturer une solution hydrochlorique de protochlorure de platine par une solution de carbonate d'ammoniaque, et de dessécher le mélange au bain-marie; on épuise le résidu par l'alcool qui s'empare de tout le sel ammoniac, on abandonne ensuite le sel à l'air de manière que tout l'alcool puisse s'évaporer, et on fait cristalliser le sel dans l'eau. Comme il y est fort soluble, on fait bien, pour avoir de gros cristaux, de le dissoudre dans l'eau bouillante et de filtrer immédiatement la solution dans un vase préalablement échauffé; le liquide donne alors, par le repos, des cristaux couleur de grenat, qui acquièrent souvent une très-grande dimension.

Le travail de M. Peyrone renferme aussi quelques indications sur plusieurs nouveaux isomères du sel vert de Magnus :

$$[NH^3,PtCl].$$

On sait que MM. Reiset et Peyrone avaient déjà obtenu un sel jaune, isomère de ce sel vert.

L'un des nouveaux isomères, décrits par M. Peyrone, fut obtenu en ajoutant goutte à goutte du carbonate d'ammoniaque à une solution bouillante de protochlorure de platine; il n'y eut aucun changement de couleur, et la liqueur déposa, par le refroidissement, des tables hexagones, d'une très-belle couleur

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LV, p. 205.

grenat. Les cristaux étaient insolubles dans l'eau froide et se décomposaient dans l'eau bouillante, en perdant tout leur platine. L'ammoniaque les convertit immédiatement en sel vert de Magnus. M. Peyrone n'a pas réussi à reproduire ces cristaux à volonté.

Il obtint le second isomère en très-petite quantité, en ajoutant un peu de carbonate d'ammoniaque à une solution neutre de protochlorure de platine, très-étendue et bouillante. Ce sel se déposait en petites paillettes brillantes et rougeâtres, solubles sans décomposition dans l'eau froide et dans l'eau bouillante. Il est très-léger, et ne se convertit en sel vert qu'à la température de l'ébullition.

Le troisième isomère s'est produit, dans les expériences de M. Peyrone, quand il fit bouillir, avec de l'ammoniaque, les eaux mères provenant de la préparation du sel jaune, dans le but d'obtenir l'hydrochlorate [N^2H^6Pt, HCl]. Après avoir chassé l'excès d'ammoniaque, il ajouta peu à peu de petites quantités d'une solution de protochlorure de platine; il ne se forma aucune trace de sel vert, et la solution ne changea pas de teinte. Elle déposa, par le refroidissement, de petits octaèdres rouges ou orangés, très-peu solubles dans l'eau froide, et se dissolvant dans environ 50 fois leur poids d'eau bouillante. La dissolution les déposa de nouveau sous forme de feuilles de fougère. Ces cristaux se dissolvent aisément dans l'ammoniaque bouillante sans donner de sel vert; la solution, limpide et parfaitement incolore, déposa, par l'évaporation, de petites aiguilles également incolores, ainsi qu'une substance jaune amorphe.

M. Peyrone a aussi obtenu, dans une de ces opérations, un isomère bien plus soluble dans l'eau que le précédent, mais présentant d'ailleurs les mêmes propriétés.

Il est peu de corps assurément qui offrent d'aussi nombreux cas d'isomérie que la combinaison de l'ammoniaque et du protochlorure de platine.

LASSAIGNE. — **Méthode pour analyser l'air.**

La facilité avec laquelle le cuivre métallique, divisé en copeaux, s'oxyde au contact de l'air en présence de l'ammoniaque

liquide, a suggéré à M. Lévaigue l'idée de mettre à profit cette réaction pour l'analyse de l'air (1).

L'application de ce nouveau moyen est fort simple, et n'exige l'emploi d'aucun appareil particulier. Un tube gradué ordinaire de 14 à 15 centimètres de longueur sur 12 millimètres de diamètre, et un petit flacon bouché à l'émeri, de 30 à 35 centimètres cubes de capacité, tels sont les seuls vases nécessaires.

Le procédé consiste à introduire dans le petit flacon 3 à 4 grammes de tournure de cuivre rouge, à verser ensuite de l'eau distillée jusqu'à moitié du flacon, puis à le remplir avec de l'ammoniaque concentrée. Ce flacon, ainsi rempli exactement, est fermé avec son bouchon de verre et renversé dans la cuve à eau, avec la précaution que la tournure de cuivre ne vienne pas se déposer sur l'ouverture. Ensuite on mesure, dans le tube gradué rempli d'eau, un volume d'air, et, à l'aide d'un petit entonnoir de verre, on le fait passer dans le flacon qu'on a débouché sous l'eau. Cette manœuvre étant accomplie, on bouche aussitôt le flacon, et on le retire de la cuve pneumatique pour l'agiter sans cesse pendant huit ou dix minutes. En moins d'une ou de deux minutes, on voit l'ammoniaque prendre une teinte bleuâtre qui se fonce de plus en plus. Cette couleur arrive bientôt à son maximum d'intensité quand on opère sur 15 à 20 centimètres cubes d'air ; ensuite elle s'affaiblit peu à peu lorsque tout l'oxygène a été absorbé. Cette décoloration est un indice de la fin de l'opération ; elle est due à la réaction du cuivre en excès sur l'ammoniure de deutoxyde qui se convertit alors en ammoniure de protoxyde incolore.

Quand on est arrivé à ce point de l'expérience, on fait passer le résidu gazeux dans le tube gradué pour le mesurer.

Une analyse de l'air faite par ce procédé a donné 79,22 volumes d'azote ; on sait que MM. Dumas et Boussingault avaient obtenu 79,17.

La simplicité du nouveau procédé, et la promptitude avec laquelle il s'exécute, permettront sans doute de le mettre en pratique dans diverses circonstances.

---

(1) *Comptes rendus de l'Académie*, t. XXI, p. 890.



Chimie.

Recherches chimiques sur le jaune d'œuf,

Par M. Gobley, professeur agrégé à l'École de Pharmacie.

Mémoire présenté à l'Académie royale des sciences.

(SUITE ET FIN.)

Acide phosphoré.

La présence du phosphore dans le jaune d'œuf est un fait acquis à la science Prout en détermina la quantité en le brûlant au moyen du nitre, mais là s'arrêtèrent ses expériences; il ne chercha nullement à connaître dans quel état de combinaison il pouvait se trouver. Pour séparer le corps dont il est un des éléments, on agite dans un flacon, pendant 18 à 24 heures, la matière visqueuse avec de l'eau de potasse, on chauffe au bain marie, on décompose à chaud par un léger excès d'acide acétique; la liqueur, débarrassée par le filtre de la matière grasse et de la matière azotée, renferme la substance phosphorée, et, en outre, de l'acétate de potasse, une petite quantité de chlorure de sodium, de phosphate de chaux et d'extrait de viande. On sépare la matière phosphorée au moyen de l'acétate neutre de plomb en excès, le précipité blanc léger qui en résulte est lavé à l'eau distillée, puis décomposé en faisant passer de l'hydrogène sulfuré à travers l'eau qui le tient en suspension : le courant d'hydrogène sulfuré doit être continué jusqu'à ce que la décomposition soit complète, c'est à dire jusqu'à ce que la liqueur filtrée ne noircisse plus par le contact de ce gaz La liqueur est réduite à un petit volume par l'évaporation à une douce chaleur. Dans cet état, outre le corps phosphoré, elle retient quelquefois des traces d'acide hydrochlorique, et toujours un peu de phosphate acide de chaux provenant du phosphate calcique contenu dans la matière visqueuse. On sépare facilement l'acide chlorhydrique en agitant la liqueur, avec une petite quantité d'oxyde d'argent, filtrant pour séparer le chlorure, et faisant passer de l'hydrogène sulfuré dans la liqueur pour précipiter

l'argent resté en dissolution. Quant à l'acide phosphorique, il était plus difficile de l'isoler, j'ai cherché pendant longtemps un moyen pour y arriver, j'y suis enfin parvenu en ajoutant à la liqueur acide de l'eau de chaux en quantité suffisante pour la saturer. On remarque, lorsque la saturation est complète, qu'il se sépare beaucoup de flocons blancs de phosphate de chaux dont on se débarrasse par la filtration. On fait ensuite évaporer; le sel de chaux étant plus soluble dans l'eau froide que dans l'eau bouillante, ne tarde pas à apparaître sous la forme de lames blanches, brillantes et nacrées que l'on peut enlever et faire sécher entre des feuilles de papier non collé. L'évaporation est ordinairement poussée jusqu'à siccité, et le produit, redissous dans l'eau distillée, est évaporé de nouveau, après avoir été filtré.

On obtient l'acide phosphoré en précipitant la chaux par l'acide oxalique. Le liquide peut être évaporé jusqu'à un certain degré de concentration au delà duquel il contient de l'acide phosphorique qui provient de la décomposition de la matière phosphorée; en le concentrant dans le vide sur de la chaux il s'épaissit et devient visqueux Dans cet état il est incristallisable, d'une saveur fort acide, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il ne contient pas d'acide phosphorique, et il laisse un charbon très-acide par la calcination. Il a beaucoup d'analogie avec l'acide phosphorique; comme lui, étendu de plusieurs fois son volume d'eau, il résiste à une ébullition prolongée sans éprouver de décomposition; comme lui, il se décompose lorsqu'il est à son maximum de concentration. Il ne contient pas d'azote.

Cet acide n'a pas été analysé directement; sa composition a été déduite de sa combinaison avec la chaux. Il se trouve dans le jaune d'œuf pour 1,2 pour 100 environ.

Sel de chaux. — Tel qu'on le sépare par l'ébullition, il est sous la forme de lames micacées, et du plus beau blanc; il n'a pas d'odeur, sa saveur est légèrement âcre; une température de 150° ne le décompose pas. Lorsqu'on le calcine, il noircit, et si on continue l'action du feu en favorisant la décomposition par l'acide nitrique, on obtient un résidu blanc de phosphate de chaux. Il est, comme nous l'avons vu, du petit nombre des sels qui sont plus solubles dans l'eau froide que dans l'eau bouillante. L'alcool

ne le dissout pas, il le précipite au contraire de sa dissolution aqueuse.

La composition de ce sel est très-remarquable, voici les expériences à l'aide desquelles elle a été déterminée :

1° 0gr.,377 de sel de chaux, séché à 120°, ont laissé, par la décomposition à l'aide de la chaleur et de l'acide nitrique, 0gr.,227 de cendres composées de phosphate de chaux ; soit 60,21 pour 100.

2° 0gr.,300 de sel de chaux ont laissé 0gr.,181 de phosphate de chaux ; soit 60,33 pour 100.

La combustion à l'aide du chromate de plomb a donné :

1° 0gr.,726 de sel de chaux séché à 120° ont fourni 0gr.,230 d'eau, et 0gr.,454 d'acide carbonique.

2° 1gr.,259 de sel de chaux ont fourni 0gr.,395 d'eau et 0gr.,786 d'acide carbonique.

En prenant 60,27 de phosphate de chaux moyenne, trouvée dans les deux expériences précédentes, on arrive à la composition en centièmes : (C = 75, H = 12,5 ; O = 100, Ca = 350 ; Ph = 400).

Pour la 1re expérience		Pour la 2me expérience	
Phosphate de chaux	60,27	Phosphate de chaux	60,27
Carbone	17,07	Carbone	17,02
Hydrogène	3,51	Hydrogène	3,48
Oxygène	19,15	Oxygène	19,23
	100,00		100,00

Ces nombres s'accordent le mieux possible avec la formule $2\,CaO, PhO^5\,C^6H^7O^5$. En effet, celle-ci donne :

2CaO,PhO5	=	1600,00	60,66
C^6	=	450,00	17,06
H^7	=	87,50	3,32
O^5	=	500,00	18,95
		2637,50	100,00

Afin de contrôler les résultats que j'avais obtenus, j'ai converti le phosphate de chaux provenant de la calcination du sel en phosphate de chaux des os. Pour cela, j'ai dissous les 0gr.,227 de phosphate de la première expérience, dans l'eau acidulée par l'acide nitrique, et la liqueur, après avoir été additionnée de chlorure de calcium, a été précipitée par un grand excès d'ammo-

niaque pure, en se mettant le plus possible à l'abri de l'acide carbonique. Le précipité parfaitement lavé à l'eau distillée, et reçu sur un filtre de papier Berzélius, a été calciné et pesé. Les 0gr.,227 de phosphate de chaux ont donné 0gr.,247 de phosphate basique ou 108,8 pour 100.

Les 0gr.,180 de phosphate de la seconde expérience ont donné 0gr.,196 de phosphate de chaux basique, ou 109,4 pour 100. Or 100 de phosphate $2CaO$, PhO^5, donnent 110 de phosphate des os, et l'expérience m'a fourni en moyenne 109,1 pour 100. Si l'on réfléchit aux chances de pertes dans des opérations de ce genre, il est permis de considérer les résultats comme sensiblement identiques.

La composition du sel de chaux est, comme on le voit, celle du phosphovinate de la même base, $2CaO$, $PhO^5C^4H^5O$ dans lequel l'éther ou oxyde d'éthyle est remplacé par un corps dont la formule $C^6H^7O^5$ ne diffère en rien de celle de la glycérine; l'acide phosphoré du jaune d'œuf serait donc de l'acide phosphoglycérique.

Pour confirmer cette manière de voir, j'ai fait bouillir une dissolution du sel de chaux avec de la chaux en excès, et j'ai fait évaporer à une douce chaleur jusqu'à siccité. Le produit de l'opération a été traité par l'alcool à 40°; la liqueur alcoolique filtrée a laissé un résidu liquide d'une teinte à peine jaunâtre, d'une saveur douce et sucrée, qui, examinée avec le plus grand soin, m'a présenté toutes les propriétés de la glycérine.

La composition et les propriétés de l'acide phosphoré du jaune d'œuf ne permettent donc pas de douter qu'il ne soit de l'acide phosphoglycérique; de plus les nombres de mes analyses se sont trouvés conformes à ceux du phosphoglycérate de chaux préparé artificiellement par M. Pelouze dans le laboratoire duquel toutes mes analyses ont été faites, et dont les conseils m'ont été si souvent utiles dans le travail que j'ai entrepris.

L'existence dans le jaune d'œuf des acides oléique et margarique n'a rien qui doive étonner, puisque ces corps ont été trouvés dans presque toutes les parties de l'organisation animale, dans le cerveau, dans le sang, dans la bile, mais il n'en est pas de même de l'acide phosphoglycérique. Comment expliquer sa présence sans admettre que l'acide phosphorique enlève à une

portion de la margarine et de l'oléine toute leur glycérine pour former de l'acide phosphoglycérique et des acides oléique et margarique? la quantité de glycérine que l'on trouve en combinaison avec l'acide phosphorique, paraît être en effet celle qui manque aux acides gras pour les constituer corps gras neutres. Ce fait, qui nous est fourni par la nature, vient à l'appui de l'opinion émise sur la constitution de la margarine et de l'oléine, qui seraient du margarate et de l'oléate de glycérine.

Quel rôle est appelé à jouer l'acide phosphoglycérique dans la constitution du poulet? Passe-t-il dans l'organisation animale sans éprouver de décomposition, ou bien se dédouble-t-il? Dans le but de résoudre cette question, j'ai entrepris des expériences dont je ferai connaître les résultats aussitôt qu'elles seront terminées.

Acide du jaune d'œuf.

Le papier de curcuma et le papier rouge de tournesol ne changent pas de couleur lorsqu'on les met en contact avec le jaune d'œuf; le papier bleu de tournesol semble prendre au contraire une légère teinte rosée. Le jaune d'œuf serait donc neutre ou très-légèrement acide, mais pas alcalin. Quoi qu'il en soit, il est certain qu'en le faisant bouillir dans l'eau, on obtient une liqueur acide qui le devient davantage, lorsque, réduite à un petit volume, elle est additionnée d'alcool. Les expériences que j'ai faites et que je vais décrire semblent me démontrer que cette acidité est due à l'acide lactique.

On prend du jaune d'œuf privé d'albumine, on le délaye dans plusieurs fois son poids d'eau distillée, on porte à l'ébullition dans une capsule de porcelaine, et on passe; la liqueur peut être filtrée, mais comme cette opération dure très-longtemps, il est préférable de la réduire d'abord à un petit volume. Le liquide qu'on obtient ainsi passe facilement à travers le papier; il a une teinte jaunâtre, et est sensiblement acide au tournesol. Si on le met en contact avec de la craie en excès, l'acidité diminue mais ne disparaît pas totalement; j'ai cru, d'après ce caractère, que cette propriété était due à de l'acide phosphorique, car lorsqu'on met en contact du carbonate de chaux avec un liquide qui en contient, la liqueur conserve toujours une réaction acide

malgré l'excès de carbonate calcique, tandis que l'acidité de l'acide lactique disparaît complétement par un excès de carbonate de chaux.

L'acidité de la liqueur est devenue beaucoup plus grande, lorsqu'après l'avoir réduite à un petit volume, j'y ai ajouté de l'alcool absolu; cette addition a déterminé la précipitation d'une matière molle, d'un blanc grisâtre, formée de matière animale et de phosphates terreux. Il se produit donc dans cette circonstance, comme lorsqu'on fait évaporer le sang, sous l'influence décomposante que l'ébullition exerce sur la substance albumineuse une matière animale soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. La liqueur alcoolique, qui surnageait le précipité, était colorée en jaune et d'une acidité beaucoup plus prononcée qu'avant l'addition de l'alcool, ce qui semble prouver qu'elle était masquée par les phosphates. Lorsqu'on l'évapore au bain-marie, presque jusqu'à siccité, et qu'on l'introduit dans un flacon avec de l'éther, celui-ci dissout l'acide et laisse indissous les sels qui l'accompagnent. Ces sels sont du chlorure de sodium, du chlorure de potassium, du sulfate de potasse; ils ont, outre leur saveur salée, un goût de viande très-prononcé, qu'ils doivent à la présence de cette matière animale soluble dans l'alcool et connue sous le nom d'extrait de viande. La quantité d'extrait de viande ou extrait alcoolique est de 0,4 pour cent. Cette substance est indépendante de la matière albumineuse; elle n'est pas le résultat de l'action de l'eau bouillante sur elle, car en traitant à froid le jaune d'œuf par l'alcool à 88° Cent., et filtrant la liqueur, on la retrouve dans la dissolution.

La liqueur éthérée, décantée, additionnée d'eau distillée et débarrassée de l'éther par l'évaporation, laisse un résidu qui renferme de l'acide lactique. En effet, mis en contact avec du carbonate de chaux en excès, il perd complétement ses propriétés acides; il ne ramène pas au bleu le tournesol rougi; son acidité n'est donc pas due à l'acide phosphorique, car celui-ci, placé dans les mêmes circonstances, conserve toujours une réaction acide sur le tournesol; ni à l'acide chlorhydrique, car le chlorure de calcium ramène au bleu le tournesol rougi. L'acide contenu dans le jaune d'œuf n'est pas de l'acide acétique, car la liqueur que l'on obtient en faisant agir l'eau bouillante sur

le jaune d'œuf, donne par la distillation un liquide qui ne possède pas de réaction acide, tandis que c'est le contraire qui a lieu lorsqu'on distille de l'eau qui ne contient qu'une très-petite quantité d'acide acétique. De plus, lorsqu'on met la liqueur acide en contact avec l'oxyde de cuivre, on obtient, après la filtration, un liquide qui possède une légère teinte bleuâtre, laquelle devient, comme l'a démontré M. Pelouze, beaucoup plus intense par l'addition d'une petite quantité de chaux Ces phénomènes sont très-sensibles lorsqu'on met les liqueurs dans des tubes longs et étroits.

Il est permis, d'après ces expériences, de penser que le jaune d'œuf renferme de l'acide lactique. J'ai cherché à le doser à l'état de lactate de chaux, mais je n'ai pu y parvenir, la quantité m'en a paru minime et variable.

La composition du liquide que l'on obtient en traitant le jaune d'œuf par l'eau est très-remarquable, puisqu'on y rencontre tous les principes que les chimistes ont trouvés dans le suc gastrique : acide lactique, chlorure de sodium, chlorure de potassium, chlorhydrate d'ammoniaque, sulfate de potasse, phosphate de chaux, phosphate de magnésie, et matière animale.

La présence de l'acide lactique dans le jaune d'œuf est d'une haute importance pour la physiologie ; la propriété qu'il possède de le dissoudre, porte à penser qu'il est l'agent principal de la digestion chez le jeune poulet, que c'est par son intermédiaire que les phosphates pénètrent dans le corps du jeune animal.

Ces expériences viennent à l'appui de celles de MM. Bernard et Barreswill, qui ont prouvé dans ces derniers temps, d'une manière qui paraît définitive, que l'acidité du suc gastrique était due à l'acide lactique.

Des sels du jaune d'œuf.

Pour extraire du jaune d'œuf les sels qu'il contient, on en prend une certaine quantité que l'on délaye dans plusieurs fois son poids d'eau distillée, et que l'on chauffe en agitant continuellement. Lorsque la température du mélange est d'environ 85° C., la matière albumineuse se coagule et le jaune d'œuf se met en grumeaux qui sont d'autant plus petits, que l'agitation a été plus grande. On fait bouillir pendant un quart d'heure, et

on passe à travers un tissu de laine lavé à l'eau distillée; on traite le résidu par une nouvelle quantité d'eau, on réitère une troisième fois la même opération.

L'eau enlève l'acide lactique, le chlorhydrate d'ammoniaque, le chlorure de sodium, le chlorure de potassium, le sulfate de potasse, une partie du phosphate de chaux et du phosphate de magnésie, une petite quantité de matière visqueuse, d'huile et de vitelline. On la réduit par l'évaporation à un petit volume, puis on l'agite dans un flacon avec de l'éther qui dissout la matière grasse et la matière visqueuse, et vient, après un repos suffisamment prolongé, former une couche transparente de couleur jaune rougeâtre qui surnage le liquide aqueux. Quant à la vitelline, elle se trouve sous la forme de flocons, au-dessous de la couche éthérée. On rejette ces deux premières couches et on fait évaporer jusqu'à siccité.

On continue de chauffer, et lorsque la matière laisse dégager du gaz inflammable, on y met le feu. Le résidu est de couleur grisâtre ou noirâtre; par la calcination, on détruit difficilement tout le charbon qu'il contient, mais on y parvient en séparant par la lixiviation les sels solubles qui empêchent l'air d'avoir accès jusqu'à lui.

Comme on n'a pas encore enlevé au jaune d'œuf tous les sels qu'il contient, il faut le reprendre par de l'eau légèrement acidulée au moyen de l'acide acétique, faire bouillir et passer; on réitère l'opération une seconde fois. Tous les sels libres du jaune paraissent alors être isolés, car la liqueur qui résulte d'une troisième opération ne laisse pas de résidu sensible par la calcination.

Lorsqu'on traite par de l'eau acidulée au moyen de l'acide acétique le jaune d'œuf épuisé, il se gonfle à tel point qu'il est presque impossible de lui faire subir un troisième traitement.

Les liqueurs obtenues sont troubles et blanchâtres; on les débarrasse par l'éther de l'huile et de la matière visqueuse entraînées; puis on les fait évaporer à siccité. On continue de chauffer; on enflamme les gaz combustibles qui se dégagent, et on calcine fortement le résidu qui se compose de phosphates de chaux et de magnésie.

Dans une première opération, 154gr de jaune d'œuf ont donné

par les trois décoctions aqueuses 0gr,602 de résidu salin ; par les deux décoctions acétiques, 0gr,395 ; total 0gr,997, soit 0,647 pour 100. Dans une seconde, 143gr jaune d'œuf ont fourni, par les trois décoctions aqueuses, 0gr,555 : par les deux décoctions acétiques, 0gr,435 ; total 0gr,990, soit 0,692 pour 100. Enfin, 146gr,50 de jaune d'œuf ont donné, par les mêmes moyens, 1gr,026 de sels ; soit 0,700 pour 100. La moyenne de la quantité de sels fixes retirés de 100 parties de jaune d'œuf est de 0,679.

La masse saline imprégnée d'eau distillée, ne fait pas effervescence, lorsqu'on la met en contact avec de l'acide acétique étendu, ce qui exclut la présence des carbonates. L'ammoniaque en sépare du chlorure de sodium, du chlorure de potassium et du sulfate de potasse, et laisse des phosphates de chaux et de magnésie. Par ce mode d'analyse, j'ai reconnu que les 0,679 de sels étaient formés en moyenne de

Chlorures de sodium et de potassium. .	0,268
Sulfate de potasse.	0,009
Phosphate de chaux et de magnésie. . .	0,402
	0,679

Un des éléments du jaune d'œuf n'a pas été privé de tous les phosphates qu'il contient, c'est la vitelline qui ne les cède ni à l'eau, ni à l'acide acétique. Pour n'en pas négliger les quantités même les plus minimes, j'ai fait dessécher le résidu des opérations précédentes que j'ai épuisé par l'éther et l'alcool bouillant; 0gr,934 de matière albumineuse ainsi isolée m'ont donné 0gr,035 de phosphates par la calcination. Ce qui pour 16,557, quantité moyenne de vitelline contenue dans 100 parties de jaune d'œuf, ferait 0gr,620. Le jaune d'œuf contiendrait donc plus d'un pour cent de phosphates terreux. C'est à peine si j'ai trouvé dans la matière visqueuse des traces de phosphates, aussi je n'en tiendrai pas compte.

Lorsqu'on ajoute de la potasse ou de la soude caustique à la liqueur qui résulte de l'action de l'eau bouillante sur le jaune d'œuf, il se dégage des quantités sensibles d'ammoniaque, ce qui indique la présence d'un sel ammoniacal. Tout me porte à croire que ce sel est le chlorhydrate d'ammoniaque, car lorsqu'on divise en deux parties la liqueur qui renferme les sels so-

lubles, et que de ces deux parties, l'une est évaporée à siccité, le résidu, après avoir été calciné et dissous dans l'eau distillée, donne par le nitrate d'argent une quantité de chlorure moindre que l'autre portion de liquide après qu'elle a été additionnée de sel d'argent, et que le précipité a été lavé avec de l'acide nitrique bouillant. J'ai trouvé, par ce moyen, que la quantité de chlorhydrate d'ammoniaque contenue dans 100 parties de jaune d'œuf, était de 0gr,034.

Prout pensait que les œufs complétement couvés renfermaient beaucoup plus de chaux et de magnésie que les œufs frais. D'après ses expériences, les premiers en contiendraient 0,382 pour 100, et les seconds seulement 0,099. Ne sachant à quoi attribuer cette grande différence, il a supposé que l'excédent de chaux et de magnésie ou provenait de la coquille, ou était produit de toutes pièces par l'acte de la vie aux dépens d'autres substances, hypothèses qu'il a du reste qualifiées d'inadmissibles. Nul doute que le procédé d'analyse qu'il a suivi ne fût défectueux, puisque j'ai retiré du jaune seul plus de chaux et de magnésie qu'il n'en a trouvé dans l'œuf entier et couvé. La proportion de matière saline qui existe dans les œufs frais doit être la même que celle qui se trouve dans les œufs couvés, l'état de combinaison de ces sels peut changer sous l'influence de l'incubation, mais je ne pense pas que la quantité en puisse varier.

Matière colorante.

Nous avons dit que M. Chevreul pensait que la matière colorante du jaune d'œuf était formée de deux principes colorants, l'un rouge et l'autre jaune, et que, par un ingénieux rapprochement, il avait assimilé le premier à la matière rouge du sang, et le second à la matière jaune de la bile. Dans les différents traitements auxquels j'ai soumis le jaune d'œuf, j'ai reconnu l'existence de ces deux principes, mais je n'ai pu parvenir à les séparer d'une manière exacte.

Lorsqu'on a séparé de l'alcool que l'on a fait agir à chaud sur l'huile d'œuf, l'oléine et la cholestérine, qu'il tenait en dissolution, il reste un liquide qui donne, étant évaporé, un résidu rougeâtre, soluble dans l'alcool, auquel il communique une teinte rouge assez prononcée. En faisant dissoudre et cristalliser

la cholestérine qu'on vient d'isoler, et en évaporant la liqueur, on obtient un nouveau résidu dans lequel la teinte jaune prédomine. La matière colorante rouge semblerait donc plus soluble dans l'alcool que la matière colorante jaune.

Ces principes colorants sont en dissolution dans un liquide huileux, qui retient toujours un peu de cholestérine; le mélange ou la combinaison de ces substances est beaucoup plus soluble dans l'alcool que l'oléine.

Y a-t-il de l'analogie entre ces matières colorantes et celles du sang et de la bile? Voilà la question la plus importante à résoudre.

1° Lorsqu'on évapore au bain-marie le liquide coloré en rouge, on obtient une matière molle qui se redissout facilement dans l'alcool. Lorsqu'on la dissout de nouveau pour l'évaporer, le résidu présente une teinte rouge plus foncée; la chaleur et l'air paraissent donc augmenter l'intensité de la couleur. Lorsqu'on maintient longtemps cette substance à la chaleur du bain-marie, il s'en sépare des grumeaux noirs, ce qui indique qu'une chaleur modérée la décompose. Lorsqu'on évapore à siccité le liquide alcoolique qui tient en dissolution le principe colorant rouge, et qu'on calcine le résidu, il reste une matière rougeâtre qui contient du fer.

J'ai reconnu la présence du fer en chauffant dans une capsule, à une chaleur modérée, le résidu laissé par l'évaporation de la liqueur alcoolique, avec de l'acide sulfurique concentré et pur, jusqu'à ce qu'il ne se dégageât plus de vapeurs blanches. Le charbon a été lavé à l'eau distillée, et la liqueur, après avoir été filtrée, s'est colorée en rouge par le sulfocyanure de potassium, a donné un léger précipité bleu par le cyanure jaune.

2° Quant au principe colorant jaune, pour m'assurer s'il y avait analogie entre lui et la matière jaune de la bile, j'ai traité des calculs biliaires par l'alcool jusqu'à ce qu'il ne se dissolvît plus rien. Le résidu très-minime que j'ai obtenu, m'a paru être formé presqu'en totalité de matière jaune, et m'a donné les réactions suivantes : elle a communiqué à l'acide chlorhydrique pur une belle couleur verte après un contact de 24 heures, elle a coloré en vert l'alcool bouillant, anhydre et acidulé par l'acide sulfurique. Dans une seconde expérience, le liquide, d'abord

jaunâtre, est devenu vert par son exposition à l'air libre. La présence de l'air m'a paru avoir une grande influence sur la coloration verte que prennent les liquides acides par leur contact avec la matière jaune de la bile. Elle colore en jaune l'eau de potasse, les acides la précipitent en rendant le liquide incolore.

Ces propriétés de la matière jaune de la bile étant bien établies, j'ai cherché à constater son identité avec celle du jaune d'œuf.

L'acide hydrochlorique pur, l'alcool anhydre, bouillant et acidulé par l'acide sulfurique ne se sont pas colorés en vert, même par le contact de l'air; l'eau de potasse ou de soude a rendu la couleur jaune plus vive.

De ce que je n'avais pas obtenu de coloration verte avec l'acide hydrochlorique et l'alcool anhydre acidulé par l'acide sulfurique, j'aurais peut-être dû conclure qu'il n'y avait aucune analogie entre la matière jaune de l'œuf et celle de la bile. Cependant si l'on réfléchit que les alcalis exaltent la couleur jaune du jaune d'œuf, que lorsqu'on décompose la matière visqueuse par les acides, et qu'on traite les matières grasses par l'éther, on obtient souvent des liquides colorés en vert, on est porté à conclure qu'il y a analogie entre les deux principes colorants dont il est question.

Une expérience m'a encore confirmé dans cette prévision. En traitant la matière visqueuse par de l'alcool absolu, bouillant et acidulé par l'acide sulfurique, j'ai obtenu une fois, un liquide d'un vert très-intense. Etonné de ce fait, j'en ai pris note, pensant bien qu'il me servirait lorsque je serais arrivé à l'étude de la matière colorante. Je dois dire que je n'ai pu depuis reproduire cette coloration. Je signale toutefois ce résultat comme établissant un rapport de plus entre la matière colorante jaune contenue dans la bile et celle que renferme bien évidemment le jaune de l'œuf.

Conclusions.

Des expériences que j'ai faites, je crois pouvoir conclure :

1° Que les principes constituants du jaune d'œuf sont plus nombreux qu'on ne le pensait; qu'ils sont susceptibles de varier dans leurs proportions relatives.

2° Que le jaune d'œuf renferme plus de la moitié de son poids d'eau.

3° Que la matière albumineuse ou vitelline a beaucoup d'analogie avec l'albumine du blanc d'œuf, et qu'elle en diffère surtout par sa composition.

4° Que la matière grasse du jaune d'œuf est formée d'un corps gras fixe ou huile d'œuf, et d'un savon à base d'ammoniaque ou matière visqueuse.

5° Que l'huile d'œuf est formée de margarine, d'oléine, de cholestérine et de matière colorante; qu'elle ne contient ni soufre, ni phosphore, comme on l'a cru jusqu'à présent.

6° Que la cholestérine du jaune d'œuf est identique, pour la composition et les propriétés, avec celle de la bile; qu'elle paraît être tenue en dissolution surtout à la faveur de la matière savonneuse.

7° Que le savon à base d'ammoniaque a pour acides : les acides oléique et margarique, et un acide particulier contenant du phosphore, lequel n'est autre chose que l'acide phosphoglycérique.

8° Que la combinaison des acides oléique, margarique et phosphoglycérique avec l'ammoniaque est comme enveloppée par une matière organique azotée qui ne paraît pas être de la vitelline.

9° Que le jaune d'œuf est neutre ou légèrement acide; qu'en le faisant bouillir dans l'eau on obtient un liquide acide qui le devient davantage par l'addition de l'alcool; que cette propriété est due à l'acide lactique, à la faveur duquel probablement une partie des phosphates pénètre dans l'estomac du jeune animal.

10° Que le jaune d'œuf renferme les sels que l'on rencontre dans l'économie animale : chlorure de sodium, chlorure de potassium, chlorhydrate d'ammoniaque, sulfate de potasse, phosphates de chaux et de magnésie; qu'il contient en outre des quantités notables de cette substance indéfinie à laquelle M. Berzélius a donné le nom d'extrait de viande ou extrait alcoolique.

11° Que la matière colorante du jaune d'œuf est formée de deux principes colorants : l'un rouge, qui contient du fer et qui est l'analogue de la matière colorante du sang; et l'autre, jaune, qui paraît être aussi l'analogue de la matière jaune de la bile.

12° Qu'appréciée par des moyennes, la composition du jaune de l'œuf est pour 100 parties :

Eau	51,486
Vitelline	15,760
Margarine et oléine	21,304
Cholestérine	0,438
Acides oléique et margarique	7,226
Acide phosphoglycérique	1,200
Chlorhydrate d'ammoniaque	0,034
Chlorures de sodium et de potassium, sulfate de potasse	0,277
Phosphates de chaux et de magnésie	1,022
Extrait de viande	0,400
Ammoniaque, matière azotée, matière colorante, traces d'acide lactique, traces de fer, etc.	0,853
	100,000

J'espère, dans un second mémoire, faire connaître les modifications qu'éprouvent, sous l'influence de la vie, les divers principes qui constituent l'œuf.

Note sur la production de l'aventurine artificielle; par MM. Fremy et Clémandot.

Quoique la fabrication des verres colorés soit nouvelle en France, elle est arrivée dans ces derniers temps à un tel degré de perfection, que les cristaux qui sortent de nos verreries peuvent, dans bien des cas, lutter avantageusement avec ceux qui sont fabriqués en Bohême.

Il existe cependant un produit que l'on n'était pas encore parvenu à fabriquer en France, nous voulons parler de l'aventurine artificielle, qui jusqu'à présent ne se fait qu'à Venise, et dont la fabrication est tenue entièrement secrète. Les beaux échantillons d'aventurine de Venise sont fort rares et se vendent jusqu'à 200 francs le kilogramme.

Nous avons pensé qu'il serait intéressant de trouver le secret de cette fabrication et de donner à nos habiles verriers un produit qui, dans leurs mains, deviendait précieux pour la confection des objets d'art.

C'est dans ce but que nous avons réuni nos efforts ; et,

après de nombreux essais qui ont été exécutés à la cristallerie de Clichy, nous avons été assez heureux pour obtenir des résultats qui, sans être parvenus peut-être à leur dernier degré de perfection, sont de nature cependant à faire espérer que désormais l'aventurine se fabriquera en France.

Comme nous désirons donner le plus tôt possible à l'industrie de notre pays un produit qui lui manquait, nous nous empressons de faire connaître notre procédé de fabrication de l'aventurine, en appelant de tous nos vœux les perfectionnements que la pratique pourra lui donner.

Des analyses chimiques, faites principalement par MM. Wöhler et Barreswil, avaient démontré que l'aventurine de Venise était composée d'un verre tendre tenant en suspension du cuivre métallique et cristallisé. Il s'agissait donc, pour obtenir l'aventurine, de faire cristalliser du cuivre dans du verre fondu, et de faire en sorte que les cristaux métalliques restassent disséminés dans la masse vitreuse.

Or, lorsqu'on connaît l'oxydabilité du cuivre, sa fusibilité, et qu'on apprécie toutes les circonstances qui peuvent s'opposer à la cristallisation du métal et à la répartition égale de ses cristaux dans le verre en fusion, on comprend toutes les difficultés que nous avions à surmonter.

Le choix du composé qui, par l'action de la chaleur, devait donner naissance à du cuivre métallique n'était pas moins difficile. Nous devions éliminer, en effet, les corps qui, pour produire du cuivre, auraient exigé une température trop basse ou trop élevée; car, dans le premier cas, le métal s'agglomérait avant la fusion du verre; dans le second, il entrait en fusion, se séparait du verre et se rassemblait en culot au fond du creuset. Nous ne pouvions aussi nous arrêter aux réactions qui, en produisant du cuivre métallique, donnaient naissance à un dégagement de gaz abondant ou bien à un dépôt d'un corps coloré ou insoluble dans le verre. Il fallait donc trouver un composé qui, à la température de la fusion du verre, donnât naissance à du cuivre métallique.

Après avoir essayé sans succès l'action des différents métaux sur les verres colorés par l'oxyde de cuivre, nous avons été conduits à examiner la réduction que les oxydes au minimum

d'oxydation peuvent faire éprouver au protoxyde de cuivre, et notre attention s'est principalement fixée sur celle que l'oxyde de fer des battitures exerce sur le protoxyde de cuivre.

Nous avons vu que, sous l'influence de la chaleur, l'oxyde de fer des battitures ramène rapidement le protoxyde de cuivre à l'état de cuivre métallique en passant lui-même à l'état de peroxyde de fer. Or cette réaction nous a paru éminemment propre au but que nous nous proposions; elle donne naissance, en effet, à du cuivre pur, et elle offre l'avantage de produire un oxyde métallique (le peroxyde de fer) qui est soluble dans le verre, et qui ne lui donne qu'une coloration légèrement jaunâtre. La formation du silicate de peroxyde de fer nous paraissait même une circonstance heureuse; car, en donnant de la densité au verre, ce silicate devait s'opposer naturellement au dépôt des cristaux métalliques. C'est donc avec confiance que nous avons essayé de reproduire l'aventurine de Venise en chauffant un mélange de verre, de protoxyde de cuivre, et d'oxyde de fer des battitures. L'expérience est venue confirmer nos prévisions.

En chauffant, en effet, pendant douze heures un mélange de 300 parties de verre pilé, de 40 parties de protoxyde de cuivre et de 80 parties d'oxyde de fer des battitures, et en le soumettant ensuite à un refroidissement très-lent, nous avons obtenu une masse vitreuse qui contenait d'abondants cristaux de cuivre métallique.

Le point le plus difficile de la fabrication de l'aventurine, qui, selon nous, consiste à produire un verre contenant dans sa masse des cristaux brillants de cuivre et uniformément répartis, nous paraît donc complétement résolu.

Les échantillons d'aventurine que nous présentons aujourd'hui à l'Académie, offrent encore une certaine opacité qui nuit à l'éclat des cristaux métalliques, et ces cristaux aussi ne nous paraissent pas assez volumineux; mais les expériences que nous tentons en ce moment nous donnent tout lieu de croire que nous pourrons, dans quelques jours, présenter des produits complétement satisfaisants.

Pour nous convaincre de l'identité de notre aventurine avec celle qui se fabrique à Venise, nous les avons examinées comparativement avec un excellent microscope que M. Oberhaeuser

a bien voulu mettre à notre disposition, et nous avons reconnu que, dans l'une et dans l'autre, le cuivre était cristallisé en octaèdres réguliers. Ainsi, dans notre aventurine, le cuivre est dans le même état que dans celle de Venise.

Nous n'avons pas voulu traiter dans cette note les différentes questions théoriques qui se rapportent à la production de l'aventurine et rechercher, par exemple, si la réduction du cuivre doit être attribuée à l'action directe de l'oxyde de fer des battitures ou du fer métallique qu'il contient souvent, sur le protoxyde de cuivre; ou bien à la formation d'un silicate de protoxyde de fer, qui, en agissant sur le silicate de protoxyde de cuivre, produirait du cuivre métallique.

Nous aurions aussi à faire connaître plusieurs faits intéressants qui sont relatifs à l'action des métaux sur le verre en fusion; mais nous nous réservons de traiter ces différents points dans une prochaine communication, qui contiendra, en outre, les résultats de nos expériences sur la réduction des oxydes de cuivre et de leurs silicates par le protoxyde d'étain, les sels ammoniacaux et les substances organiques.

Examen chimique du produit blanchâtre qui recouvre les fruits (fleur des fruits).

Par J.-B. Berthemot, pharmacien-chimiste, à Paris.

Il existe à la surface de la plupart des fruits un produit particulier assez généralement connu sous le nom de *fleur des fruits*; on peut le remarquer sur beaucoup d'entre eux, vers l'époque de la maturité, à l'aspect terne et blanchâtre qu'ils ont lorsqu'ils restent purs de tout contact. C'est ce produit que je me propose d'examiner.

Ce n'est point une cire végétale ni la matière graisseuse qui donne aux feuilles de certaines plantes une apparence blanchâtre, comme on l'avait d'abord supposé : c'est une substance tout à fait à part, aussi remarquable par ses caractères physiques que par ses propriétés chimiques; mais ce qui la distingue particulièrement, c'est qu'elle ne se rencontre que sur les fruits pulpeux et charnus des différentes familles végétales, comme, par exemple,

sur les pommes, le raisin, les diverses espèces de prunes, l'épine-vinette, etc., etc., etc., où on peut la reconnaître facilement. Cependant elle semble s'offrir à nous sous deux sortes d'aspects; ainsi, lorsque les fruits sont encore verts et peu développés, elle ressemble à un enduit vernissé qui est inhérent au tissu de leur pellicule; lorsqu'au contraire ils sont mûrs, on la voit à leur surface, semblable à une efflorescence poudreuse et blanchâtre qui voile en partie les couleurs variées de leurs tuniques. Pourtant il nous devient plus difficile de l'apprécier sous l'un ou l'autre de ces deux états sur la pêche, le coing et les autres fruits cotonneux, où elle existe aussi, parce qu'alors elle se trouve cachée dans le duvet ou velouté de leur épiderne. Ces différences d'aspect que cette substance présente n'apportent aucun changement dans sa nature chimique, qui est toujours identique; elles ne peuvent donc provenir que du mode de sa production dans les pellicules, dont le tissu, d'abord resserré et compacte pendant l'accroissement des fruits, se distend et se ramollit ensuite à leur maturité, pour la laisser échapper en partie à leur surface (1).

La fleur des fruits n'est autre qu'une résine particulière à ces végétaux, qu'on aperçoit à leur surface dès qu'ils se développent. Aussi comprendra-t-on le rôle important qu'elle est appelée à jouer pour les préserver d'une décomposition prématurée. Par ses propriétés qui la rendent inaltérable sous les différentes influences de l'atmosphère, elle permet aux fruits d'acquérir tout leur développement, en empêchant les sucs nécessaires à leur nutrition de s'échapper à travers leur pellicule. Ce qui confirme cette opinion, c'est que si l'on vient à enlever la fleur des fruits, ou plutôt la substance résineuse qui les enveloppe (par exemple avec l'éther), on s'aperçoit immédiatement de leur altération : on voit suinter en gouttelettes à leur surface le liquide qui était enfermé dans leur intérieur; ils se crispent, deviennent d'un brun foncé, et après quelques jours ils finissent

(1) On sait que la fleur des fruits se rencontre de préférence dans la famille des rosacées, qui est la plus riche en fruits pulpeux et charnus; mais elle ne peut être regardée comme un de ses caractères distinctifs, ainsi que quelques auteurs l'avaient pensé, puisqu'on la trouve dans la plupart des autres familles.

par se dessécher ou se détériorer, tandis que ceux qui n'ont pas été dépouillés de leur fleur peuvent se conserver intacts pendant un certain temps, jusqu'à ce qu'enfin une sorte de fermentation vienne en opérer la décomposition.

La résine des fruits se présente sous forme de poudre blanche très-légère, douce au toucher, n'ayant ni odeur ni saveur. Vue au microscope, elle n'offre à l'œil aucune forme déterminée; elle est insoluble dans l'eau; l'acide sulfurique concentré la dissout à la manière de la plupart des résines, en prenant une couleur pourpre foncée. Lorsqu'on étend d'eau la liqueur acide, la matière se précipite en flocons d'une nuance lie de vin. L'acide hydrochlorique paraît sans action sur cette substance; l'acide nitrique ne l'attaque qu'à chaud et assez difficilement: alors il se dégage du gaz nitreux, la liqueur se colore en rouge orangé, et devient amère. Si on évapore à siccité et si on reprend le résidu par l'eau il se dissout en entier, et rougit complétement le papier de tournesol; cette dissolution acide saturée par l'ammoniaque prend une odeur musquée très-prononcée, mais ne cristallise pas même par évaporation dans le vide. La potasse et la soude concentrées ne font éprouver aucun changement à la résine des fruits; l'éther et l'alcool en sont les meilleurs dissolvants. Les huiles fixes et volatiles la dissolvent aussi, mais plutôt à chaud qu'à froid, car on la voit se séparer de celles-ci à mesure qu'elles se refroidissent. La chaleur ne la ramollit point; ainsi elle passe immédiatement de la forme pulvérulente à l'état liquide, sous une température d'environ 250 degrés, seulement; au moment de sa fusion elle prend une légère couleur brunâtre, et en la laissant refroidir, on l'obtient en une masse assez friable qui développe de l'électricité par le frottement. Lorsqu'au lieu de s'arrêter à son point de fusion on pousse la chaleur jusqu'à 300 degrés, la matière liquéfiée se charbonne de plus en plus, et finit par distiller en un liquide très-épais d'une odeur empyreumatique qui se concrète par le refroidissement, en laissant pour résidu de la distillation une certaine quantité de charbon.

La matière résineuse des fruits se distingue donc des autres résines par son aspect blanchâtre et pulvérulent, parce qu'elle est entièrement inodore et dénuée de saveur, parce qu'elle ne se ramollit point avant de se fondre comme les autres résines, et enfin

parce que son point de fusion est supérieur à celui de la plupart d'entre elles.

Pour enlever aux fruits pulpeux ou charnus l'enduit résineux qui les recouvre on les introduit entiers dans une allonge fixée sur un flacon qui sert de récipient, et on les arrose avec une petite quantité d'éther qu'on renouvelle dès que ce liquide s'est écoulé dans le flacon; après plusieurs lavages ainsi effectués, on remarque à la couleur brun foncé que présentent les fruits, et aux rides qui se dessinent à leur surface que ceux-ci sont dépouillés de leur résine; les liqueurs éthérées sont ensuite distillées au bain-marie et le résidu de la distillation donne le produit résineux des fruits. Ce produit peut se présenter sous deux états différents suivant la manière dont la distillation a été conduite, et il peut aussi varier de pureté suivant le degré de l'éther employé. Si on a fait usage d'éther convenablement rectifié, en poussant la distillation à siccité, on obtient la résine en poudre blanche très-légère; si au contraire, on s'est servi d'éther alcoolisé; lorsque la partie éthérée, qui est la plus volatile, est passée la première à la distillation, en arrêtant immédiatement l'opération, on a dans le bain-marie, sous forme d'empoi d'amidon, la substance qui s'est prise en masse par le refroidissement dans l'alcool devenu aqueux; alors elle est plus ou moins colorée et tellement divisée dans le véhicule, qu'il devient difficile de la séparer de ce dernier par expression: il faut donc opérer la soustraction de l'alcool par évaporation pour avoir le produit sous la même forme que primitivement. L'alcool à 36° peut être substitué à l'éther pour l'extraction de la résine, mais il la donne toujours impure, parce qu'il entraîne avec elle des matières colorantes. Avec les raisins on obtient un produit d'un beau blanc.

Analyse de l'eau minérale de Loëche; par Pyrame Morin, de Genève.

EXTRAIT.

Les bains de Loëche, en Valais, sont situés vers l'extrémité supérieure de la vallée de la Dala, dans une petite plaine au pied du rocher de la Gemmi. Sur les deux rives de la Dala, au-dessus

du village, on voit arriver à la surface du sol un assez grand nombre de sources, dans un espace d'un quart de lieue de longueur. On n'a utilisé que les plus chaudes et les plus abondantes, toutes situées sur la rive gauche du torrent.

Les observations sur place ont été faites du 7 au 10 septembre 1844, par un ciel qui était très-serein depuis plusieurs jours, par le vent du nord, le baromètre étant à $0^{m},706$ et la température variant à l'ombre de 17 à 28°.c dans les vingt-quatre heures.

Source du Bain des Pauvres.

Très-abondante; située à une petite distance au-dessus du village, auprès d'un étang. Elle laisse dégager beaucoup de gaz sous forme de grosses bulles.

Jadis elle alimentait le Bain des Pauvres; on l'a abandonnée depuis que les avalanches ont emporté le bâtiment à deux reprises.

La température est de 46°. c.,50.

Source des Guérisons.

Elle alimente le bain de l'Hôtel des Alpes, dont elle est distante de 580 mètres. L'eau est amenée par des tuyaux de mélèze placés dans le sol, jusque dans un réservoir, où elle séjourne avant que d'entrer dans les piscines à bains.

La source se trouve dans un terrain qui se recouvre d'une efflorescence blanche lorsque l'air est sec.

A certains jours l'eau est trouble, il semble qu'elle retienne en suspension une foule de paillettes très-déliées, brillantes et pesantes, mises en mouvement continuel par l'eau qui sort de terre.

Température à la source, 48°. c.,75.
— aux bains, 44°. c.

Source Saint-Laurent.

Cette source se trouve vers le haut de la place du village. Elle est de beaucoup la plus abondante; aussi sert-elle à alimenter trois établissements de bains, c'est-à-dire, quatorze piscines.

L'eau jaillit au travers de pierres, placées au fond d'un bassin

creusé dans le sol et grossièrement formé de fragments de rochers. Le bassin a 1 mètre 70 de longueur, 0,70 de largeur, 0,20 de profondeur moyenne, 0,30 de profondeur maximum.

L'eau s'écoule par l'extrémité inférieure du bassin pour entrer dans un réservoir construit immédiatement à côté. Le réservoir a environ un mètre carré de surface, il est formé de trois côtés par des murs recouverts à la hauteur d'un mètre par un toit en pierres et représente une chapelle dédiée à Saint-Laurent.

L'eau qui va au *bain vieux* s'échappe du bouillon même, tandis que celle qui arrive au *bain neuf* et au *bain zurichois* part du canal de jonction du bassin au réservoir.

L'eau non utilisée pour les bains, après avoir servi à des usages domestiques, s'écoule par un trop plein dans la Dala.

Depuis dix-sept ans le bassin n'avait pas été ouvert lorsque j'ai fait lever la pierre qui le recouvre, j'ai trouvé dessous :

A. *Des cristaux*. 1° A la surface de l'eau, sur les pierres qui s'élèvent du fond du bassin. Ils sont blancs.

2° Sous la pierre qui couvre le bassin, également à la surface de l'eau. Ils sont d'un blanc rougeâtre et moins bien formé que les précédents.

B. *Des pellicules organiques*. La pierre étant plus épaisse du côté du canal qui conduit l'eau au réservoir, il en résulte qu'en plongeant dans l'eau elle empêche l'air d'entrer dans le bassin, ce qui explique la différence de couleur existant entre les diverses pellicules.

1° Dans le bassin, des pellicules gélatiniformes, recouvertes d'une poudre noire.

2° A l'entrée du canal, des pellicules analogues aux précédentes, mais noires à la surface qui touche l'eau et rouges à celle qui est en contact avec la pierre.

3° Des pellicules entièrement rouges, dans le canal.

4° Des pellicules à moitié sèches contre la partie latérale de la pierre.

Caractères physiques de l'eau. L'eau s'élève dans plusieurs parties du bassin, accompagnée d'un courant continuel de bulles de gaz qui ont quelquefois jusqu'à 12 mm. de diamètre.

Au moment où on la puise, elle laisse dégager pendant quelques minutes de très-petites bulles de gaz.

L'eau est transparente. Cependant, de temps en temps, sans cause appréciable, elle devient trouble pendant quelques jours. Elle contient alors en suspension une poudre en paillettes brillantes, très-ténues. On remarque souvent que ce phénomène a lieu dans plusieurs sources à la fois. Il ne paraît pas correspondre à quelque variation subite ou considérable du baromètre.

L'eau a une saveur qui rappelle faiblement celle des sels de magnésie.

Elle est inodore, elle ne contient aucune trace d'acide sulfhydrique ou de sulfure.

L'odeur d'acide sulfhydrique qui a été quelquefois aperçue dans les piscines, provient probablement de l'action sur les sulfates dissous, du bois qui forme les cabinets et qui est à moitié pourri. En effet, j'ai enlevé, à une planche plongeant dans l'eau, un morceau qui avait l'odeur d'acide sulfhydrique.

L'eau se conserve très-bien dans un vase où il n'a point pu entrer d'air. J'en ai conservé pendant sept mois dans des bouteilles qui avaient été remplies et bouchées sous l'eau; elle n'avait laissé déposer que quelques flocons de glairine. Au contraire, si la bouteille n'est pas parfaitement bouchée dès le premier moment, il se forme peu à peu un dépôt rouge qui provient de l'oxyde de fer. C'est ce qui a lieu à l'extrémité inférieure des canaux qui conduisent l'eau dans les différentes piscines. C'est un phénomène analogue qui se passe, lorsqu'on place une pièce d'argent dans la source, de manière que l'air puisse y arriver. Au bout de deux à quatre jours, il se forme sur le métal un dépôt jaune qui lui donne l'apparence d'une pièce d'or. La *source d'or* est la première sur laquelle on ait observé ce phénomène, c'est de là que lui vient son nom. On croyait jadis que ce dépôt était vraiment de l'or, plus tard on l'avait attribué à du soufre. On a reconnu que les autres sources produisent le même effet.

La température a été prise en laissant le thermomètre complétement plongé dans l'eau. La température de l'air variait de 17 à 28° C. dans les vingt-quatre heures. Dans le bassin, prise au moment où la pierre a été levée, le soir et encore le lendemain, le température a été invariablement de 51° 25 C.; dans le réservoir, elle a été constamment de 51° C.; dans le bain vieux, a

l'extrémité d'un tuyau de bois de cinq mètres de longueur, qui amène l'eau depuis le bassin de la source, elle est de 51° C.; dans le bain neuf, vers le milieu du bâtiment, à l'extrémité d'un tuyau de bois de soixante-quatre mètres, qui conduit l'eau depuis l'entrée du réservoir, la température est de 50°,60 C.

Tout autour de la source *des guérisons*, le terrain se recouvre d'une efflorescence blanche, lorsque l'air est sec. Les rochers d'ardoises sur les deux rives de la Dala, sont également couverts d'une poudre abondante d'un blanc grisâtre.

Celle que j'ai examinée a été recueillie sur la rive droite du torrent, exactement vis-à-vis de la source *des guérisons*.

Sa saveur est celle du sulfate de magnésie.

Elle contient de l'ardoise délitée, à laquelle elle doit de communiquer à l'eau l'apparence de l'eau des sources troublées quelquefois naturellement. Cette poudre traitée par l'eau donne *une solution* qui contient beaucoup de sulfate de magnésie, des traces de sulfate de chaux, de chlorure de potassium, d'alumine.

La partie insoluble dans l'eau froide étant mise en suspension dans l'eau, pour séparer la partie légère, on trouve que la *poudre légère* qui est blanche est formée surtout de sulfate de chaux et de traces de carbonate de chaux et de carbonate de magnésie.

La *partie pesante* constitue de l'ardoise.

Le dépôt en suspension dans l'eau de la source Saint-Laurent est de la même nature.

Dans le bassin de la source Saint-Laurent on trouve des cristaux à la surface des pierres qui sortent de l'eau et contre la pierre qui recouvre la source; les premiers sont blancs, les seconds blanc rougeâtre.

Les cristaux blancs sont transparents ayant la forme de prismes allongés. Ils sont composés de sulfate de chaux, de carbonate de chaux et de carbonate de magnésie.

D'autres sont blancs, opaques, petits, irrégulièrement groupés, ils sont entièrement composés de sulfate de chaux.

Dans les cristaux blanc rougeâtre, avec la loupe on peut reconnaître et séparer des cristaux blancs peu nombreux et une masse cristalline, très-légère, rougeâtre, de beaucoup la plus abondante.

1° Les cristaux blancs contiennent : sulfate de chaux, carbonate de chaux, carbonate de magnésie.

2° La partie rouge est formée surtout de carbonate de magnésie, puis de carbonate de chaux et d'un peu de sulfate de chaux, d'oxyde de fer, d'alumine et de glairine.

A l'extrémité inférieure du canal qui conduit de la source Saint-Laurent l'eau au *bain neuf*, il se forme un dépôt abondant, pulvérulent, rouge.

Il est formé des substances suivantes, dont j'inscris d'abord les plus abondantes : peroxyde de fer, glairine, carbonate de chaux, carbonate de magnésie, silice, alumine, protoxyde de fer.

C'est à tort qu'on a prétendu y retrouver du manganèse.

Pièces d'argent jaunies dans l'eau. Les corps solides laissés pendant un temps suffisant dans l'eau, finissent par se recouvrir d'une couche solide très-mince qui les colore en jaune ; si on les laisse séjourner trop longtemps, cette couche devient plus épaisse et d'une couleur de plus en plus foncée qui arrive au rouge brun. C'est cette couche qui en se déposant sur des pièces d'argent leur donne l'aspect de pièces dorées. Elle est composée de peroxyde de fer, de traces de fer et de traces de glairine.

Les parties organiques de la source Saint-Laurent se trouvent soit dans le bassin, soit dans le réservoir de la source, soit enfin dans l'eau elle-même. Les unes ont été reconnues comme appartenant à des genres déterminés, les autres n'ont pas pu être déterminées.

La pierre qui recouvre la source est placée à huit ou dix centimètres de la surface de l'eau sauf sur une ligne transversale où elle plonge dans l'eau, de sorte que le bassin est divisé en deux chambres : la première intérieure où l'air et la lumière ne pénètrent pas, la seconde, au contraire, ouverte à l'air et à une faible lumière qui arrivent par le fond du réservoir.

La surface inférieure de la pierre est toujours mouillée par la vapeur et par l'eau de la source projetée par les bulles de gaz.

On retrouve :

1° Dans la chambre intérieure, contre la partie de la pierre qui ne plonge pas dans l'eau, des pellicules gélatiniformes en couche presque continue, ayant jusqu'à 2 mm. d'épaisseur, noires, paraissant contenir, dans l'intérieur de la masse, une

poudre noire qu'on peut enlever mécaniquement par un lavage dans l'eau ; les pellicules deviennent alors blanches.

2° Dans la chambre extérieure, ces mêmes pellicules avec une différence qui tient à l'action de l'air et à celle de la lumière. Elles sont noires à la surface externe et rouges à celle qui est appliquée contre la pierre.

3° Plus en dehors les pellicules sont plus rouges ; dans le canal elles n'ont plus de parties noires.

Dans la substance noire on ne reconnaît qu'une masse translucide, sans structure, couverte de granules très-petits, parfois indistincts, noirs, par places d'un brun foncé et sans forme organique ou cristalline.

Dans la substance brune une masse plus transparente que la précédente, avec des granules de deux espèces.

Les premiers ressemblent aux précédents, mais ils sont d'un brun clair passant au rouge.

Les seconds sont des débris de cristaux très-petits.

Dans la substance brune et noire une masse comme la précédente et des granules de deux couleurs.

Ces pellicules n'avaient ni odeur, ni saveur au moment où je les ai recueillies. Conservées pendant plus de six mois avec un peu d'eau dans un flacon bien fermé, ces deux caractères sont restés les mêmes.

Elles conservent la consistance de gelée épaisse.

Je les ai lavées à l'eau pour leur enlever une partie de la poudre contenue dans leur intérieur.

Soumises à la chaleur du *bain-marie*, elles se dessèchent, deviennent minces et friables. Remises ensuite dans l'eau bouillante, elles reprennent la consistance molle et leur première épaisseur. Une fois desséchées, si on les soumet à la distillation, elles se décomposent et fournissent les mêmes produits que les substances organiques azotées, entre autres un sel ammoniacal. Il reste un charbon très-difficile à incinérer qui finit par laisser comme cendres un mélange de silice, d'alumine, de carbonate de chaux, de magnésie, de peroxyde de fer et de traces d'iodure de potassium.

L'eau n'a d'action que lorsqu'elle est bouillante. Elle dissout une faible partie de la substance organique ainsi que des traces

d'oxyde de fer. La solution est rendue opaline par le nitrate d'argent et elle est précipitée par l'éther.

L'alcool dissout faiblement la substance organique, mais d'autant plus qu'il est plus chaud et plus aqueux. Une partie d'oxyde de fer est aussi dissoute.

L'éther même bouillant est sans action.

Les alcalis, comme la potasse ou l'ammoniaque, dissolvent en partie cette substance, qui entraîne avec elle dans la solution du peroxyde et du protoxyde de fer.

Les acides exercent une action dissolvante assez prononcée.

L'acide acétique bouillant rend volumineuses les pellicules qui se dissolvent en partie pour former une gelée composée de glairine, de peroxyde de fer et de protoxyde de fer.

Ces substances sont précipitées par l'alcool absolu. Après le traitement par les acides il reste des pellicules minces, noires et compactes.

L'acide chlorhydrique agit d'autant mieux comme dissolvant qu'il est plus concentré et plus chaud. Il dissout d'abord le peroxyde de fer, ensuite la glairine et le protoxyde de fer. Il reste une pellicule formée des mêmes substances.

Avec l'acide nitrique ou l'eau régale, on ne parvient que très-difficilement à enlever tout l'oxyde de fer, et encore n'est-ce que lorsque toute la glairine est décomposée.

Contre les bords de la pierre qui recouvre le bassin on trouve de grandes pellicules rouges à demi sèches, exposées à l'air et à la lumière diffuse. Elles sont formées de trois couches.

La couche interne est une masse amorphe, mêlée de fragments de cristaux.

La couche externe est brune, formée de granules d'oxyde de fer.

La couche moyenne est gélatiniforme, amorphe, jaunâtre, translucide, finement ponctuée par une substance rouge. Cette couche est surtout formée de glairine.

Le premier état où se trouve la glairine, c'est en solution dans l'eau, on la retrouve toujours par l'évaporation, accompagnant l'oxyde de fer. Une fois coagulée; elle ne se redissout pas.

L'eau enfermée dans un flacon et complétement privée d'air, dépose des pellicules minces, translucides, jaunes, qui traitées

par les acides, laissent dissoudre de l'oxyde de fer pour devenir blanches et transparentes et offrir tous les caractères que j'ai signalés pour la glairine.

L'eau de la source Saint-Laurent contient en solution un sel de protoxyde de fer que j'admets par analogie comme étant un carbonate, cependant on pourrait regarder cette base comme combinée à la glairine, en effet :

1° Dans la substance précipitée contre la pierre, les acides ne dissolvent pas le protoxyde de fer sans la glairine. Au contraire, l'acide chlorhydrique peut dissoudre tout seul le peroxyde de fer qui s'est formé au contact de l'air.

2° Les alcalis dissolvent en même temps la glairine et l'oxyde de fer.

3° L'eau également.

4° L'alcool se comporte de la même manière.

5° La glairine et le protoxyde de fer se déposent ensemble contre la pierre, et le peroxyde ne se forme que par une action subséquente dans la partie du bassin où arrivent l'air et la lumière.

Résumé des substances dissoutes dans l'eau au moment où on la puise.

Gaz non combinés pour 1000 gr. d'eau :

Acide carbonique. . . .	0,0047 =	2,3890 cm. c.
Oxygène.	0,0015 =	1,0545
Azote	0,0145 =	11,5180

Substances fixes.

Sulfate de chaux.	1,5200
Sulfate de magnésie.	0,3084
Sulfate de soude.	0,0502
Sulfate de potasse.	0,0386
Sulfate de strontiane.	0,0048
Carbonate de protoxyde de fer.	0,0103
Carbonate de magnésie.	0,0006
Carbonate de chaux.	0,0053
Chlorure de potassium.	0,0065
Iodure de potassium.	traces.
Silice.	0,0360
Alumine.	traces.
Phosphate.	traces.
Azotate.	traces.
Sel d'ammoniaque.	traces.
Glairine.	quantité indéterminée
Total approximatif =	2,0104

Sur un nouveau mode de séparation du cobalt d'avec le manganèse; par M. Barreswill.

On lit dans le Traité d'analyse chimique de M. H. Rose, que les sels de cobalt dont l'acide n'est pas au nombre des plus faibles, sont précipités incomplétement par l'hydrogène sulfuré, tandis que les sels de manganèse ne le sont pas du tout. C'est sur cette observation qu'est fondé le nouveau mode de séparation des deux métaux. De ce que le cobalt n'est pas précipité complétement de ses dissolutions acides par l'hydrogène sulfuré, on conçoit qu'il ne puisse être précipité qu'incomplétement dans les dissolutions neutres, et l'on est amené nécessairement à en conclure que si l'on pouvait neutraliser la liqueur à mesure qu'elle est rendue acide par la précipitation du cobalt, on aurait une élimination complète. Guidé par cette réflexion très-simple, j'ai recherché quelle substance pourrait se prêter à cette réaction. Après plusieurs tentatives, j'ai donné la préférence au carbonate de baryte artificiel pur, qui est facilement attaquable par les acides, mais ne l'est pas par l'hydrogène sulfuré; ce qui était une condition indispensable, attendu que, s'il en eût été autrement, il se serait formé du sulfure de baryum, qui, on le sait très-bien, précipite le manganèse; j'ajoute que le carbonate de baryte, ainsi que l'a prouvé M. Demarçay, ne précipite pas les dissolutions manganiques, et que la baryte est d'une élimination facile à l'aide de l'acide sulfurique, soit dans la dissolution, soit dans le précipité, où elle est en excès.

La manière d'opérer est des plus simples : à la dissolution du cobalt et du manganèse, on ajoute un grand excès de carbonate de baryte, et l'on fait passer à travers le mélange de l'hydrogène sulfuré à refus, on jette le tout sur un filtre qui retient le cobalt, tandis que le manganèse reste dans la dissolution; on continue l'analyse à la manière ordinaire.

J'espère que ce nouveau mode d'emploi de l'hydrogène sulfuré sera applicable à la séparation quantitative d'autres métaux, tels que le fer, le zinc, le nickel, etc., et sera d'un secours fréquent dans l'analyse quantitative; on peut, en effet, maintenant séparer les métaux, à l'aide de l'hydrogène sulfuré, en

trois séries, en opérant successivement dans une dissolution acide, puis dans une dissolution neutre, puis enfin dans une dissolution alcaline.

Sur la purification de l'acide azotique, par M. Ch. Barreswil.

Dans une publication récente, M. Millon rendant compte d'une note que j'ai publiée dans le *Journal de pharmacie*, sur la purification de l'acide azotique, dit que mon procédé n'a pas la généralité d'application que je lui attribue, qu'il a d'ailleurs été essayé depuis longtemps par les fabricants, enfin, qu'on doit toujours lui préférer celui dont il est l'auteur, et qui a été décrit dans son mémoire sur l'acide azotique.

Je me bornerai à répondre que depuis la publication de ma note, j'ai toujours purifié de la même manière les acides quelconques, pris au hasard dans le commerce, et que j'ai constamment réussi; que M. Millon n'a pas été bien renseigné, attendu que je tiens de M. Rousseau, fabricant de produits chimiques, qu'il a, non pas essayé, mais régulièrement employé ce moyen dans sa fabrique; enfin, qu'il est plus simple et plus économique de distiller l'acide nitrique sans rien y ajouter, que de le distiller de la même manière, après y avoir ajouté 30 gr. de chlorate de potasse par litre.

Je ferai observer, en outre, qu'il est vrai de dire que si l'acide que j'obtiens est absolument exempt d'acide chlorhydrique, il reste *nitreux*, tandis que celui de M. Millon ne l'est pas. Mais je n'ai jamais dit que mon acide ne fût pas *nitreux*, d'autant que je trouve peu important qu'il le soit ou ne le soit pas, si ce n'est pour répéter les expériences qu'a faites M. Millon sur l'acide azotique *nitreux*, expériences qui, séparées comme elles l'ont été par M. Gay-Lussac, de la partie *trop théorique*, et, comme je le montrerai plus tard, dégagées d'une erreur chimique, ne présentent rien d'inattendu, mais seulement viennent à l'appui de ce qu'avait dit M. Berzélius dans son Traité de chimie, édition de 1840, savoir : que l'acide azotique qui est *nitreux*, est souvent un oxydant plus énergique que l'acide azotique pur.

Mais rien n'est après tout plus facile que de priver l'acide

azotique des composés nitreux qu'il renferme. Le procédé est tout entier dans Berzélius : on ajoute de l'eau à l'acide azotique privé d'acide chlorhydrique, on distille dans une cornue de verre *quelconque*, et l'on fractionne les produits. On obtient ainsi un acide *qui ne précipite absolument pas l'hydrogène sulfuré*.

Cette opération qui s'explique d'elle-même, est d'une exécution facile, ne demande aucun réactif, et ne veut pas plus de soin qu'une distillation ordinaire.

Nouvelles considérations sur l'amidon, l'arrow-root et le sagou.

Extraits d'un rapport fait à la Société de pharmacie sur une thèse de M. Mayet, pharmacien, à Paris.

Pendant longtemps l'amidon a été considéré comme un produit inorganisé, ou comme un principe immédiat analogue au sucre ou à la gomme, mais complétement insoluble dans l'eau froide, et soluble, au contraire, dans l'eau bouillante, avec laquelle il était susceptible de former, par le refroidissement, une masse gélatineuse. Cependant, dès l'année 1716, Leeuwenhoeck avait déterminé, à l'aide du microscope, que l'amidon était un corps organisé, de forme globuleuse, et formé d'une enveloppe extérieure, résistant à l'eau, et quelquefois aux forces digestives des animaux, et d'une matière intérieure facilement soluble dans l'eau et très-facile à digérer ; mais ces observations étaient complétement oubliées lorsque, en 1825, M. Raspail annonça de nouveau que chaque granule d'amidon est un corps organisé formé d'une enveloppe ou tégument, inattaquable par l'eau froide, susceptible d'une coloration durable par l'iode, et d'une matière intérieure soluble dans l'eau froide, pouvant également se colorer en bleu par l'iode, mais perdant facilement cette propriété par l'action de la chaleur ou de l'air ; d'où M. Raspail concluait que la propriété possédée par la fécule de se colorer en bleu par l'iode, était due à une substance volatile.

Un mémoire de M. Caventou, où ce chimiste se montrait peu disposé à admettre les résultats obtenus par M. Raspail, m'ayant engagé à m'occuper de ce sujet, je fis un certain nombre d'expériences qui, tout en confirmant l'organisation des grains de

fécule, démentait presque toutes les autres assertions de M. Raspail. Ainsi, tandis que la fécule de pomme de terre entière, examinée sur l'eau, au microscope, se présente sous forme de grains transparents, tous finis et d'une épaisseur évidente, la fécule broyée mise dans l'eau, y forme des courants d'une vitesse extrême, dus à l'émission et à la dissolution de la matière soluble intérieure des grains déchirés. Une partie de cette matière disparaît entièrement; une autre reste attachée aux grains sous forme de gelée, et disparaît aussi par l'application d'une légère chaleur. Alors on aperçoit facilement les téguments déchirés qui servaient d'enveloppe aux grains de fécule.

Mais, excepté cette expérience qui confirmait l'état organisé des grains de fécule, toutes les autres tendaient à prouver que les trois parties observées, à savoir, le *tégument*, la *matière gélatiniforme* et la *matière soluble*, ne sont qu'une seule et même substance qui se comporte de même avec l'iode, les acides, les alcalis, la noix de galle, les dissolutions métalliques, et que ces trois parties ne diffèrent que par la *forme* que l'organisation leur a donnée. Telle est la conclusion positive de mon mémoire, à laquelle je suis arrivé par plusieurs ordres de considérations qui ont été confirmées depuis.

M. Guérin-Varry, cependant, après avoir distingué comme moi trois parties dans l'amidon, a regardé ces trois parties comme trois matières distinctes et de composition élémentaire différente; mais ces résultats ont été contredits par MM. Payen et Persoz, qui, après avoir distingué trois principes différents dans la seule matière soluble, ont ensuite admis que, à part un tégument excessivement mince, non colorable par l'iode, tout le reste était formé d'un seul et même principe, auquel ils ont donné le nom d'*amidone*. Enfin, M. Payen, dans un dernier mémoire publié en 1838 (*Annales des sciences naturelles*, *botaniques*, t. X, p. 5, 65 et 161), où l'on trouve réunis et résumés tous les travaux entrepris sur l'amidon, et dont une grande partie lui appartient, a définitivement fixé l'opinion des chimistes sur la constitution de l'amidon, en le regardant comme une substance organisée, mais d'une seule nature et d'une composition constante, qui peut être représentée par $C^{12}H^{20}O^{10}$; composition proportionnellement semblable à celle de la cellu-

lose, de la gomme arabique et du sucre anhydre. Cette conclusion, moins la composition élémentaire dont je ne m'étais pas occupé, est bien celle que j'avais émise en 1829; mais il existe cependant une différence essentielle entre nos résultats. J'avais admis que la fécule de pommes de terre était formée d'une substance tégumentaire insoluble et d'une matière intérieure soluble, toutes deux colorables par l'iode; M. Payen pense aujourd'hui que cette fécule est organisée et solide jusqu'au centre, et ne contient aucune partie soluble à froid. Je me fondais, pour établir mon opinion, sur ce que la fécule broyée, non pas seulement à sec, mais sous l'eau, afin d'éviter l'échauffement causé par le frottement, se dissolvait en partie dans l'eau, et ce résultat ne peut être révoqué en doute; mais M. Payen, pensant toujours que la fécule peut éprouver quelque modification moléculaire par le frottement, s'est borné à l'écraser en la pressant entre deux lames de verre, et c'est alors qu'il a vu, ainsi que je viens de le dire, que la fécule était solide et organisée jusqu'au centre, et qu'elle ne cédait à l'eau froide aucune partie soluble qui fût colorable par l'iode. Je viens, dans mon ancienne expérience, de vérifier l'exactitude de ce fait, d'où il paraît résulter que le broyement sous l'eau avait suffi pour altérer la constitution moléculaire de la fécule, au point d'en rendre une partie soluble. Je pense également, avec M. Payen, que la fécule est organisée jusqu'au centre, mais je dis toujours, en tant qu'il s'agit de la fécule de pomme de terre, qu'il existe une grande différence entre l'organisation forte et compacte de la partie extérieure, que j'ai vue se présenter souvent sous la forme d'une outre en partie lacérée et vide à l'intérieur, et l'organisation de la partie centrale, qui se sépare de la première et se divise dans l'eau, sous la forme de flocons colorables par l'iode.

Je ne suivrai pas M. Mayet dans l'exposé fort exact qu'il fait de la manière dont s'accroissent les grains de fécule; de leur transformation en dextrine et en glucose par l'action des acides ou de la diastase, etc. etc.; on n'a que des éloges à donner à cette partie de son travail. J'en dirai tout autant de la seconde partie qui traite spécialement des différentes fécules médicinales. Je regrette seulement qu'il n'ait pas fait mention de la différence si remarquable d'organisation que j'ai observée entre l'amidon de

blé et celui de l'orge, différence qui m'a permis d'expliquer comment un chimiste aussi exact que Proust a pu supposer dans la farine d'orge 55 pour 100 d'un principe analogue au ligneux, auquel il a donné le nom d'*hordéine*, et qui cependant n'existe pas.

Il s'est également glissé quelque confusion dans la description des diverses espèces d'arrow-root et de sagou. Ainsi la fécule nommée par les anglais *Indian arrow-root* venait, il y a une dizaine d'années encore, exclusivement de la Jamaïque, où elle est produite par une variété du *maranta arundinacea*, que M. de Tussac à crue originaire de l'Inde, et qu'il a nommée, à cause de cela, *maranta indica*. Mais cette plante est indigène à la Jamaïque, et c'est de sa fécule seulement que j'ai pu dire qu'elle ne différait en rien de celle du *maranta arundinacea* cultivé dans les autres Antilles. Je dois ajouter aujourd'hui que ce *maranta indica* ou *arundinacea* a été transplanté dans l'Inde où il n'existait pas, et où on le cultive maintenant de manière à livrer sa fécule au commerce, de sorte qu'elle mérite mieux qu'auparavant le nom d'*Indian arrow-root* que lui donnaient les Anglais, même en la tirant de la Jamaïque. Quant à l'ancien *arrow-root de l'Inde* qui est extrait à Travancore, suivant Ainslie, de la racine du *curcuma angustifolia*, il est facile à distinguer par sa forme qui est tantôt ovoïde ou *turbinée*, tantôt allongée, assez grosse et arrondie à une des extrémités, terminée en pointe à l'autre, ressemblant assez souvent à un grain de riz.

Depuis plusieurs années aussi, les Anglais tirent de Taïti et des autres îles de la mer du Sud une fécule connue sous le nom d'*arrow-root de Taïti*. Elle est généralement sphérique; mais assez souvent aussi ovoïde, elliptique ou arrondie avec un prolongement en forme de col, brusquement terminé par un plan. Beaucoup d'autres granules sont aussi terminés à la moitié ou aux deux tiers de leur longueur par un plan perpendiculaire à l'axe ou par 2 ou 3 plans inclinés entre eux; ce qui doit être attribué à un arrêt de croissance causé par le contact d'autres granules. Ce qui distingue particulièrement cette fécule, c'est un hile très-large et circulaire, souvent marqué de fentes ou de traits noirs, en forme de rayons. Elle disparaît presque complétement par une ébullition prolongée dans l'eau, en ne laissant qu'un

résidu floconneux, à peine perceptible, et qui reste suspendu dans le liquide, sans pouvoir se précipiter.

Quant au sagou, je pense qu'il reste encore beaucoup d'incertitude sur son origine; car on a cité comme pouvant le produire les *cicas circinalis* et *revoluta*, l'*arenga saccharifera*, le *Phœnix farinifera*, les *sagus genuina* et *farinifera* et d'autres encore, et à une aussi grande distance des lieux, il est difficile de décider entre ces arbres quels sont ceux qui produisent véritablement les sagous du commerce, car il y en a plusieurs espèces. Planche, dans un mémoire très-essentiel sur le sagou, en décrit six variétés qu'il désigne surtout par leur lieu d'origine. Préférant les classes d'après leur nature, j'en distingue seulement trois espèces.

Première espèce. — *Sagou ancien* ou *sagou premier*. Je ne puis désigner autrement cette espèce qui provient de bien des lieux différents et affecte des couleurs très-variées : ce sagou comprend :

1° Le *sagou des Maldives* de Planche, en globules sphériques, de deux à trois millimètres de diamètre, translucides, d'un blanc rosé inégal, très-durs et insipides.

2° Le *sagou de la Nouvelle-Guinée* du même, en globules un peu plus petits, d'un rouge vif d'un côté et blanc de l'autre. Tous les sagous colorés présentent, comme on le sait, cette disposition.

3° Le *sagou gris des Moluques* ou *Brown sago* des Anglais; en globules variables, de un à trois millimètres de diamètre, opaques, d'une couleur grisâtre terne d'un côté, blanchâtre de l'autre. Je pense que cette couleur grisâtre n'est pas naturelle; et qu'elle provient de l'altération de la couleur rose primitive; altération causée par le temps et l'humidité

4° Le *gros sagou gris des Moluques*. Entièrement semblable au précédent, si ce n'est qu'il est en globules de quatre à huit millimètres de diamètre.

5° Le *vrai sagou blanc des Moluques*. Tout à fait semblable au numéro 3, si ce n'est qu'il est d'une blancheur parfaite, due au lavage complet de la fécule qui a servi à le fabriquer (1).

(1) Il ne faut pas confondre ce sagou blanc qui vient quelquefois de l'Inde ou des Moluques, non plus que le sagou rouge de la Nouvelle-Guinée et le sagou gris des Moluques, avec les faux sagous de fécule de

Quels que soient le lieu d'origine et la couleur de ces sagous, voici quels sont leurs caractères :

Globules arrondis, généralement sphériques, *tous isolés*, très-durs, élastiques, difficiles à broyer et à pulvériser.

Les globules mis à tremper dans l'eau, doublent généralement de volume, mais ne contractent aucune adhérence entre eux.

Les granules qui les composent, isolés les uns des autres par l'agitation du liquide, et colorés par l'iode, se présentent au microscope sous une forme ovoïde, ou elliptique, ou elliptique allongée. Les grains elliptiques sont souvent rétrécis en forme de col à une extrémité, et ce col est quelquefois incliné sur l'axe. Les granules paraissent souvent coupés par un plan perpendiculaire à l'axe ou par deux ou trois plans inclinés entre eux.

Cette disposition est semblable à celle de la fécule du *tacca pinnatifida*; mais celle-ci est généralement sphérique, tandis que la fécule du sagou est presque toujours allongée. Le hile est dilaté.

L'eau dans laquelle on a fait macérer le vrai sagou, étant filtrée, ne se colore pas par l'iode. Après une ébullition de plus d'une heure dans une grande quantité d'eau, la fécule du sagou laisse un résidu considérable, dense et facile à séparer du liquide; ce résidu coloré par l'iode et vu au microscope, paraît formé de téguments très-denses, presque entiers ou lacérés, colorés en blanc ou en violet, et de débris parenchymateux, très-denses également, colorés en violet.

DEUXIÈME ESPÈCE.—*Sagou deuxième.* Cette espèce correspond au *Sagou rosé des Moluques* de Planche; il est en globules très-petits, moins réguliers que ceux du premier sagou, et quelquefois soudés ensemble au nombre de 2 ou 3; trempé dans l'eau, il augmente de plus du double de son volume et l'eau paraît un peu mucilagineuse; cependant elle ne se colore pas sensiblement par l'iode. Les grains de fécule isolés ont exactement la même forme que ceux du sagou n° 1, mais ils résistent moins à la coction dans l'eau. Après une heure d'ébullition, le liquide

---

pomme de terre, que l'on fait à volonté blancs, rouges ou gris, et qui imitent parfaitement les vrais sagous. Le sagou de fécule de pomme de terre se reconnaît toujours facilement *à son goût de fécule*.

offre en suspension des parties de parenchyme amylacé, qui se colorent en violet rougeâtre par l'iode et qui offrent souvent un point opaque et plus fortement coloré au centre. Par le repos, il se forme au fond du liquide un dépôt plus dense, qui offre en outre des fragments de téguments, membraneux, plissés, denses et colorés en violet, et d'autres téguments moins altérés, qui se présentent sous forme d'outres creuses, déchirées sur plusieurs points de leur surface et d'un bleu violet.

TROISIÈME ESPÈCE.—*Sagou-tapioka.* Je donne ce nom à cette espèce de sagou, aujourd'hui très-répandue dans le commerce, parce qu'elle est exactement, à la fécule primitive du sagou et même aux sagous précédents, ce que le tapioka est à la moussache, qui est la fécule du manioc. C'est-à-dire que tandis que les deux sagous précédents, quoi qu'on en ait dit, n'ont été ni torréfiés, ni *cuits*, ce qui est prouvé par l'intégrité de la presque totalité des grains de fécule; le sagou-tapioka a subi l'action du feu, à l'état de pâte humide; de là l'explication facile de toutes ses propriétés.

Ce sagou n'est pas en globules sphériques comme les deux précédents, ou du moins les globules sphériques y sont très-peu nombreux, il est plutôt sous forme de très-petites masses tuberculeuses irrégulières, formées par la soudure d'un nombre variable des premiers globules. Mis à tremper dans l'eau, il s'y gonfle beaucoup, et se prend en une masse pâteuse, blanche et opaque; en ajoutant une plus grande quantité d'eau, il se divise davantage et se dissout en partie. La liqueur filtrée bleuit fortement par l'iode. La liqueur non filtrée, examinée au microscope, offre des grains entiers de fécule, semblables à ceux du vrai sagou, plus un grand nombre de téguments rompus et déchirés. Un peu de cette fécule soumise à une coction d'une heure, dans une grande quantité d'eau, se conduit comme celle du sagou n° 2.

La facilité avec laquelle le sagou-tapioka se gonfle et se divise par l'eau, le fait aujourd'hui préférer, comme aliment, à l'ancien sagou. Il a été décrit par Planche sous le nom de *Sagou blanc des Moluques*, et par M. Pereira sous celui de *Sagou perlé* (pearl sago). M. Joubert, négociant français qui a été établi à Sydney, m'en a remis un échantillon en me

disant qu'il était originaire de Taïti. De là j'ai cru pendant quelque temps que ce sagou était le tapioka de la fécule du *tacca pinnatifida*, mais il est certain qu'il n'en est pas ainsi, et que la fécule du troisième sagou, bien différente de celle du *tacca pinnatifida*, se rapproche beaucoup plus de celle des deux premières espèces de sagou. GUIBOURT.

Lettre de MM. LAURENT *et* GERHARDT *aux rédacteurs du Journal de Pharmacie.*

MESSIEURS,

« Nous venons d'être attaqués par M. Liebig, dans un article qu'il a lui-même communiqué à un journal français. Il nous accuse d'avoir indignement trompé l'Académie des sciences dans la note que nous avons eu l'honneur de lui présenter le 22 septembre dernier, et cette accusation est formulée dans un langage inouï jusqu'à ce jour dans les discussions scientifiques. Nous ne devions pas la laisser passer sans réponse, et vous aviez bien voulu accueillir celle que nous avions préparée. Mais aujourd'hui que nous avons pu multiplier nos expériences sur les questions en litige, cette réponse ne nous suffirait pas, nous venons vous prier de la supprimer. Ce n'est plus par de simples dénégations que nous voulons répondre à M. Liebig, mais par des faits qui puissent fixer l'opinion des chimistes sur ses analyses des mellonures, du mellon, du sulfocyanogène, et sur les réactions qui se rattachent à ces corps.

» Nous avons l'honneur, Messieurs, etc. »

LAURENT. GERHARDT.

Ce 1er mars 1846.

Pharmacie.

De l'action du sucre sur l'acide tartarique; par M. VOGEL fils, de Munich.

C'est un fait généralement reconnu que le sucre et l'acide tartarique, exposés à l'air qui n'est pas trop humide, n'éprouvent pas de changements sensibles ; ils n'attirent l'humidité que très-faiblement.

Tout autrement se comporte un mélange de ces deux substances qu'on expose à l'air. Tandis que ce même mélange, conservé à l'abri de l'air dans un flacon bien fermé, ne subit aucun changement appréciable, enfermé dans une boîte de carton qui ne le garantit pas tout à fait de l'accès de l'air, il perd en peu de temps sa forme pulvérulente et passe à l'état d'une masse visqueuse. Quand la masse a subi cette altération, il n'est plus possible d'obtenir de sa dissolution dans l'eau des cristaux de sucre ou d'acide tartarique. Ces deux substances paraissant avoir éprouvé une décomposition réciproque par leur mélange au contact de l'air, j'ai fait quelques expériences pour éclaircir ce sujet.

Un mélange d'une partie d'acide tartarique et de trois parties de sucre fut exposé à l'air dans une capsule de porcelaine. Après quelques jours le mélange avait déjà perdu sa forme pulvérente, et son poids augmentait de jour en jour de quelques centièmes. La poudre prit successivement la forme d'une masse visqueuse, qui se transforma en un liquide transparent contenant les deux substances du mélange en dissolution.

Le mélange, exposé à l'air pendant deux mois, n'avait plus la consistance visqueuse, mais il était devenu aussi liquide qu'un sirop de sucre peu cuit. Cette déliquescence du mélange a lieu d'une manière plus rapide quand on l'expose sur une assiette plate dans la cave, et surtout quand il est composé de parties égales de sucre et d'acide tartarique. Déjà après 24 heures la poudre répandue en couches minces se change en une dissolution complétement transparente.

Du sucre et de l'acide tartarique, isolés et exposés dans les

mêmes circonstances à l'air d'une cave, attirent aussi, il est vrai, de l'humidité, mais à un degré bien inférieur et bien moins rapidement que dans leur état de mélange; d'où il suit que la tendance de ces deux substances pour l'humidité de l'air est augmentée par leur contact mutuel.

Voulant connaître la quantité d'eau que le mélange absorbe pour arriver à la liquidité complète, j'ai exposé sur un vase large de porcelaine pesé d'avance, un mélange d'une partie de sucre et de deux parties d'acide tartarique a l'air de la cave. Après avoir passé complétement à l'état liquide, la solution formée d'un mélange de deux onces de sucre et d'une once d'acide tartarique pesait quatre onces et six gros; le mélange avait donc absorbé une once et six gros d'eau pour devenir liquide.

Comme je l'ai déjà remarqué, il est impossible d'extraire le sucre ou l'acide tartarique à l'état cristallisé de ce mélange tombé en déliquium, parce que la solution évaporée jusqu'à siccité attire de nouveau assez rapidement l'eau de l'atmosphère. La masse liquide évaporée à siccité se dissout complétement dans l'alcool absolu; mais on ne peut séparer de cette solution alcoolique ni le sucre ni l'acide tartarique par cristallisation.

L'expérience suivante démontre clairement que l'acide tartarique a éprouvé une altération par son contact avec le sucre. Quand on ajoute au mélange liquéfié à l'air, de l'eau de chaux jusqu'à la neutralisation parfaite de l'acide, il ne se précipite qu'une très-petite quantité de tartrate de chaux, et le liquide filtré contient une grande quantité d'un sel de chaux en dissolution. L'acide semble donc avoir subi, par son contact avec le sucre, une des modifications découvertes par M. Frémy, et s'être converti en acide *tartralique*. Cette supposition est confirmée encore par le fait suivant. Le liquide neutralisé par l'eau de chaux acquiert une réaction acide quand on y ajoute de l'acide oxalique en quantité insuffisante pour en précipiter la totalité de la chaux.

Pour s'assurer que l'acide tartarique se transformait, par son mélange avec le sucre, en acide tartralique, il était indispensable de séparer les deux substances du mélange liquéfié; on

y réussit par l'addition du carbonate de baryte à la masse liquéfiée jusqu'à ce qu'elle soit entièrement neutre, et sans élever la température. Il se forme dans ce cas une partie de tartrate de baryte, qui étant insoluble dans l'eau reste sur le filtre, et la liqueur filtrée contient le sucre avec un sel de baryte soluble dans l'eau. Quand on ajoute de l'alcool à cette dissolution, il se forme un précipité qui se dissout complétement dans une petite quantité d'eau; cette dissolution aqueuse se trouble quand on la porte à l'ébullition, et il se dépose du tartrate de baryte qui s'est formé par l'élévation de la température. Le précipité se comporte donc comme une combinaison de l'acide tartralique, qui se convertit, à la température de l'eau bouillante, en tartrate de baryte. En décomposant, au moyen de l'acide sulfurique étendu, le premier précipité séparé par l'addition de l'alcool, on obtient par l'évaporation de la liqueur dans le vide, à côté de l'acide sulfurique, un liquide visqueux qui a toutes les propriétés de l'acide tartralique.

Il est très-probable que dans le sirop d'acide tartarique des pharmacopées, cet acide y existe aussi à l'état d'acide *tartralique*. Si donc le sucre de canne est converti par l'acide tartarique en sucre de raisin, comme cela était reconnu depuis longtemps, il n'est pas moins vrai que dans cette action réciproque le sucre, de son côté, ramène l'acide à l'état d'acide tartralique.

Pour éviter l'objection qui pourrait être faite, en attribuant la tendance plus prononcée du mélange pour l'eau à la plus grande division dans laquelle l'acide tartarique se trouve en raison de son mélange avec le sucre, j'ai exposé à l'air humide un mélange d'acide tartarique et de gomme arabique. Ce mélange ne s'est pas plus humecté que l'acide tartarique lui-même à l'état isolé, et j'en ai pu retirer l'acide tartarique en cristaux très-prononcés, au moyen de l'alcool et même par l'eau. L'acide tartarique n'éprouve donc pas de décomposition, à l'air humide, lorsqu'il est mêlé à la gomme.

Résumé.

Il résulte des expériences indiquées ci-dessus :

1° Qu'un mélange de sucre et d'acide tartarique absorbe l'eau de l'atmosphère beaucoup plus rapidement et en plus forte pro-

portion que dans le cas où l'on expose ces deux substances isolées à l'air humide ;

2° Que ni le sucre ni l'acide tartarique ne peuvent être séparés de ce mélange dissous par l'humidité de l'air, avec leurs caractères primitifs, c'est-à-dire à l'état de cristallisation ;

3° Que l'acide tartarique se transforme, par son mélange avec du sucre et de l'eau, en acide *tartralique.*

De l'action des amandes amères, des feuilles de laurier-cerise, des fleurs de pêcher et de leurs eaux distillées sur les huiles essentielles et les aromes en général; par M. Mahier, *pharmacien à Château-Gonthier* (1).

On sait depuis longtemps que le sirop d'orgeat et l'eau de laurier-cerise ont la propriété d'atténuer et même de faire disparaître l'odeur du musc. M. Mahier a observé que les mêmes agents, et comme il était facile de le prévoir, le tourteau d'amandes amères, le résidu de la pâte d'amandes pour l'orgeat, les feuilles du laurier-cerise ou du pêcher pilées exerçaient une action analogue sur le camphre, la plupart des huiles volatiles, la créosote, l'huile de foie de morue, les teintures balsamiques, etc. L'auteur a pu appliquer avec succès la pâte d'amandes de l'orgeat à la désinfection prompte et complète des vases et fioles qui avaient contenu de l'assa fœtida, ou quelque autre des substances odorantes que nous venons d'énumérer.

Il croit pouvoir conclure de ses essais que la pâte d'amandes amères pourrait être appliquée à la conservation du poisson et des viandes pendant leur transport, que les eaux distillées d'amandes amères, de laurier-cerise, pourraient modifier l'odeur des amphithéâtres de dissection et des salles d'hôpitaux.

Ces dernières conséquences nous paraissent un peu forcées, mais nous partageons l'opinion de notre confrère lorsqu'il appelle l'attention des pharmacologistes et des médecins sur les modifications que le sirop d'orgeat et les eaux de laurier-cerise et d'amandes amères doivent faire éprouver aux propriétés thérapeutiques des substances aromatiques auxquelles on les associe.

F. B.

---

(1) Journal de Pharmacie du Midi.

Revue Médicale.

Note sur les propriétés purgatives de l'eau verte de Montmirail; par le docteur E. Boudet. — Les purgatifs, frappés d'anathème sous l'empire de la doctrine de Broussais, et par suite tombés en discrédit, ont singulièrement repris faveur depuis quelques années. Parmi eux les purgatifs salins sous forme de liquide, sont surtout employés, et c'est à l'eau de Sedlitz qu'en général on donne la préférence.

Mais l'eau de Sedlitz a l'inconvénient d'une amertume qui la rend extrêmement désagréable aux malades. Des reproches plus ou moins analogues peuvent être adressés à l'eau de Pullna et à celle de Seidschustz.

C'est donc une découverte heureuse que celle qui vient d'être faite tout récemment d'une eau minérale française, ayant tous les avantages de l'eau de Sedlitz, et exempte de cette saveur repoussante qui en fait un objet de dégoût pour un grand nombre de personnes.

En examinant la composition de l'eau de Montmirail (1), il est facile de se rendre compte de sa faible amertume. Elle ne contient en effet que 7 grammes de sulfate de soude et 5 grammes de chlorure de magnésium par litre, et cependant sa vertu purgative est incontestable comme le démontre le résumé suivant des essais auxquels je me suis livré à l'instigation de mon frère, M. Félix Boudet, dans le service de M. le professeur Fouquier à l'hôpital de la Charité.

J'ai suivi avec soin les effets de l'eau de Montmirail sur sept malades. six ont été purgés d'une manière satisfaisante par la nouvelle eau minérale.

Observation 1. Une femme de 23 ans, atteinte d'ictère, et habituellement un peu constipée, avait éprouvé trois évacuations alvines, après avoir avalé une bouteille d'eau de Sedlitz à 48 grammes. Elle prend la même quantité d'eau de Montmirail, et elle a cinq selles copieuses, sans coliques.

Observ. 2. Au n° 15, salle S.-Charles, était un ictérique, agé de 64 ans, et ordinairement constipé; il avait pris sept bouteilles d'eau de Pullna, sept d'eau de Sedlitz, et dans aucun cas, il n'avait obtenu plus de trois évacuations. Il avale une bouteille d'eau de Montmirail, et est purgé exactement de la même manière. Ce résultat est frappant en raison de l'espèce de parallèle qu'il permet d'établir entre l'action, sur le même individu, des deux eaux purgatives le plus fréquemment employées, et de l'eau de Montmirail.

Observ. 3. Une femme de 46 ans, atteinte d'hydropisie abdominale, à

(1) Elle contient par litre : bicarbonate calcique, 0gr,05; bicarb. sodique, 2,40; bicarb. magnésique, 1,10; chlorure magnésique, 5,50; sulfate sodique, 6,90; acide silicique, 0,007; matières organiques, 0,04.

été purgée copieusement par l'eau de Sedlitz. Quinze jours après, une bouteille d'eau de Montmirail détermine chez elle le même effet, c'est-à-dire deux selles copieuses.

Observ. 4. Une femme de 30 ans, couchée au n° 8 de la salle Sainte-Anne et atteinte d'inflammation de l'ovaire, a évacué sept fois à l'aide d'une bouteille d'eau de Sedlitz à 48 grammes; trois jours après, une bouteille d'eau de Montmirail détermine cinq selles demi-liquides.

Observ. 5. Un malade âgé de 41 ans, couché au n° 27 de la salle Saint-Charles, et atteint d'une pleuro-pneumonie, prend une bouteille d'eau de Montmirail pour combattre une constipation légère. Six selles copieuses sont le résultat de cette médication.

Observ. 6. Un garçon de 21 ans, atteint de fièvre typhoïde et placé au n° 6 de la salle Saint-Charles, éprouve deux évacuations alvines abondantes après avoir avalé une bouteille de la nouvelle eau purgative.

L'observation septième a trait à une jeune femme qui avait pris sans succès trois potions purgatives à l'époque du sevrage; l'eau de Montmirail ayant échoué, celle de Sedlitz à 48 gram. amena le résultat désiré.

On voit, en résumant ces observations, que, dans un cas, l'eau de Montmirail a paru plus active que celle de Sedlitz à 48 grammes; que, dans cinq cas, ces deux purgatifs ont agi avec la même efficacité, qu'une fois l'eau de Sedlitz a fait cesser une constipation rebelle à l'eau de Montmirail.

L'eau de Montmirail, mise une seule fois en présence de celle de Pullna, a soutenu la lutte avec avantage, car l'action purgative des deux eaux a été exactement la même.

J'ajouterai que les malades prennent volontiers cette eau minérale, et en trouvent la saveur bien préférable à celle de Sedlitz

L'eau de Montmirail ne détermine presque jamais de coliques, ni de sécheresse de la bouche, ni de constipation consécutive. Son effet purgatif se manifeste ordinairement d'une demi-heure à une heure, après l'ingestion, et dure de 2 à 4 heures, quelquefois davantage.

Ces résultats paraissent d'autant plus exacts, que M. le docteur Cayol, qui avait bien voulu se charger d'essayer le nouvel agent médicamenteux sur quelques personnes de sa clientèle, en a obtenu d'identiques.

En résumé on peut admettre : — *que l'eau verte de Montmirail peut être employée avec avantage dans les cas où un purgatif salin est indiqué ;*

— *Que son action peut être comparée assez exactement à celle de l'eau de Sedlitz artificielle*, à 32 *et même à* 48 *grammes.*

— *Que sa saveur n'étant pas désagréable, elle offre un moyen précieux de purger les malades les plus difficiles.*

Mode nouveau d'employer le chlorhydrate de morphine; par M. Ébrard. — On sait que les névralgies, et en particulier l'odontalgie, ne guérissent qu'avec une extrême difficulté, bien qu'elles soient avantageu-

sement modifiées par les préparations d'opium, et surtout par le chlorhydrate de morphine. M. Ébrard pense que si cette dernière substance n'est pas plus efficace, cela tient à ce qu'on ne s'en sert pas d'une manière rationnelle.

En effet, le chlorhydrate de morphine, d'après M. Ébrard, doit être employé en frictions sur la gencive du côté douloureux. M. Ébrard assure que cette simple modification permet d'enlever en peu de temps une douleur dentaire des plus vives.

Cet auteur rapporte plusieurs observations qui paraissent péremptoires. C'est surtout chez les personnes faibles, délicates, très-nerveuses, que le traitement réussit. — Dans plusieurs cas, des douleurs déterminées par des dents cariées ont disparu comme par enchantement.

Voici la manière dont procède M. Ébrard :

« Le premier jour, le malade prend 13 milligrammes du médicament, avec un de ses doigts préalablement mouillé ; il le promène pendant trois minutes sur la gencive douloureuse, puis penchant la tête du même côté, s'abstenant de cracher ou d'avaler, il favorise l'absorption du sel ; il avale ensuite sa salive. »

Deux heures après, cette petite opération est renouvelée.

Le lendemain, le malade continue ; on pousse la dose jusqu'à 37 milligrammes, s'il y a nécessité.

Dans les névralgies frontales, M. Ébrard a employé l'hydrochlorate de morphine en application sur la muqueuse nasale, avec un succès frappant. (*Journal de chirurgie*, 1845.) D[r] E. B.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 4 février 1846.

Présidence de M. Vée.

La Société reçoit une lettre de M. Deschamps, pharmacien de l'hospice de Charenton, qui demande a être admis comme membre résidant. MM. Bouchardat, Soubeiran et Cadet sont chargés de présenter le rapport d'admission.

Madame veuve Loze écrit pour faire part de la mort de son mari, M. Joseph Loze, pharmacien de Bordeaux, correspondant de la Société.

M. Boutigny annonce également la mort de M. Robert d'Harfleur, et M. Soubeiran celle de M. Bacon de Caen. Tous deux étaient correspondants de la Société.

M. Bartholomy Zanon envoie, par l'entremise de M. Gaultier

de Claubry, un mémoire sur l'achilléine et l'acide achilléique.

La correspondance imprimée se compose : 1° du Journal de pharmacie de Jacob Bell ; 2° du Journal de pharmacie de Buchner ; 3° du Journal de pharmacie et de chimie ; 4° d'un mémoire de M. Angelo Abbene, ayant pour titre : Analyse chimique de l'eau du Pré-Saint-Didier.

M. Bussy, en rendant compte des séances de l'Académie des sciences, entre dans quelques détails sur un procédé de tannage proposé par M. Turnbull. Ce procédé consiste à traiter les peaux ébourrées à la chaux, au moyen d'une solution du sucre. Les peaux se trouvent ainsi dépouillées des dernières traces d'alcali et sont ensuite beaucoup plus propres au tannage. D'après l'auteur, elles donnent un cuir de meilleur qualité et plus pesant, que celles qui ont été soumises au traitement ordinaire.

M. F. Boudet dit à cette occasion qu'il s'est aussi occupé, il y a quelques années, de la question du tannage dans le but d'affranchir cette industrie des graves inconvénients qui résultent de l'emploi de la chaux, et qu'il croit avoir résolu le problème d'une manière plus rationnelle et plus satisfaisante que M. Turnbull.

Le procédé de M. Boudet consiste à faire digérer les peaux en poil dans une lessive de soude étendue. Elles éprouvent d'abord un gonflement très-remarquable, et leur tannage se fait ensuite avec facilité. Lavées et travaillées convenablement après cette opération, elles offrent à l'action du tan des pores parfaitement ouverts, qui ne sont obstrués ni par la chaux ni par les combinaisons insolubles de cet alcali avec les matières grasses, aussi forment-elles avec le tannin une combinaison plus prompte, plus complète, plus souple et plus pesante que celles qui ont été traitées à la chaux. Ce procédé, ajoute M. Boudet, est exploité avec avantage depuis cinq ans dans une usine importante à Saint-Germain-en-Laye, et déjà il serait généralement adopté dans la tannerie, sans l'esprit de routine qui s'est opposé jusqu'ici à cette innovation.

M. Boudet a également reconnu par expérience, que la bouillie d'orpiment et de chaux employée par les mégissiers pour détacher les toisons des peaux de mouton, n'agit pas en raison de l'acide arsénieux qui se produit, que l'opération réussit au moins

aussi bien quand on substitue le sulfure de sodium au sulfure d'arsenic, et que l'action dépilatoire appartient réellement au sulfure de calcium qui se forme dans un cas comme dans l'autre.

M. Buignet rend compte à la Société des curieuses expériences dont M. Pouillet a récemment entretenu l'Académie des sciences, et qui lui ont permis de vérifier les nouvelles relations établies par M. Faraday, entre l'électromagnétisme et la lumière. Il résulte de ces expériences que la propriété rotatoire de certains corps transparents se trouve sigulièrement modifiée par la présence d'un électro-aimant.

M. Guibourt présente un résumé des observations qu'il a communiquées à l'Académie de médecine, sur la teinture d'iode, à l'occasion d'une discussion sur l'emploi de l'injection iodée du docteur Velpeau. Pour remédier à l'altération croissante qu'éprouve cette teinture de la part de l'air et du temps, il propose d'en modifier la formule en y introduisant de l'iodure de potassium et une certaine quantité d'eau. De cette manière, le médicament acquiert de la stabilité, et ne précipite plus par l'addition de l'eau, alors même qu'il est récemment préparé.

M. Calvert développe les principaux résultats du travail qu'il a entrepris sur une série de composés nouveaux. Il est parvenu à combiner l'ammoniaque et le protoxyde de plomb, de manière à former un véritable plombate d'ammoniaque. Il donne ensuite la formule de plusieurs composés formés d'acide azotique, d'ammoniaque, de plomb oxydé et d'eau. L'ammoniaque joue dans ces composés le rôle d'un radical dont la quantité augmente, à proportion que celle de l'eau diminue. Elle n'est pas combinée, car la chaleur la dégage à l'état de liberté, sans donner lieu à aucun dégagement de protoxyde d'azote. En calcinant ce plombate d'ammoniaque, M. Calvert obtient pour résidu un protoxyde de plomb de couleur rouge. De cette circonstance et de plusieurs autres qu'il serait trop long de signaler ici, il conclut que le minium n'est pas une combinaison, mais un simple mélange de beaucoup de ce protoxyde rouge avec une petite quantité de peroxyde puce de plomb.

Ces conclusions sont combattues par MM. Gaultier de Claubry et Bussy, qui insistent d'une part sur la composition bien connue du minium qui laisse déposer une grande quantité d'oxyde puce;

quand on le traite par l'acide acétique, et d'une autre part, sur l'impossibilité d'admettre qu'un simple mélange à équivalent égaux de protoxyde rouge et de peroxyde puce, puisse donner la belle couleur rouge que présente ordinairement le minium.

M. Chatin expose verbalement à la Société les principaux résultats d'un mémoire qu'il a présenté à l'Institut sur la maladie des pommes de terre. Par des expériences nettes et précises, il est arrivé à conclure que la matière brune qui caractérise les pommes de terre malades et qui a tant préoccupé les physiologistes, n'est autre chose que l'extractif de Vauquelin.

A quatre heures moins un quart la Société se forme en comité secret.

M. Boutigny lit un rapport sur les titres des candidats qui se présentent comme correspondants. La Société, considérant que la mort de MM. Loze, Robert et Bacon, laisse trois nouvelles places vacantes, décide qu'il y a lieu à élire pour six places de membres correspondants.

MM. Durozier et Desmarets font un rapport sur les comptes du trésorier pour l'année 1845. Les conclusions favorables de ce rapport sont adoptées par la Société.

M. F. Boudet lit un rapport très-favorable sur les titres et antécédents de M. Mayet, pharmacien à Paris. Il conclut à son admission comme membre résidant.

Un autre rapport également favorable est lu par M. Louradour, sur le Dr Foucard, qui sollicite le titre d'associé libre.

Congrès médical de France.

CINQUIÈME ARTICLE.

En terminant notre dernier article nous annoncions les mesures prises par l'autorité municipale de Lyon pour supprimer l'affichage des médicaments. Ces mesures ont eu un plein succès, M. Davallon nous écrit à la date du 25 février, qu'il n'existe plus dans la ville une seule affiche annonçant des médicaments et l'indication de leurs propriétés.

L'affaire de l'Hôtel-Dieu de Lyon est toujours au même point ; il paraît certain cependant que le préfet du Rhône a reçu des ordres du ministre de l'intérieur, et que la pharmacie

d'une des prisons de la ville a cessé le commerce de médicaments qu'elle faisait au dehors. D'un autre côté M. le ministre de l'intérieur vient d'adresser à tous les préfets une circulaire contenant diverses prescriptions relatives au service des hôpitaux civils et dans laquelle nous trouvons le passage suivant :

« Dans un très-grand nombre de localités, MM. les inspec-
» teurs médicaux ont constaté que le service de la pharmacie
» était confié à des sœurs hospitalières et laissait beaucoup à
» désirer ; je vous rappellerai sur cet objet important, M. le
» préfet, mon instruction du 31 janvier 1840, dont les dispo-
» sitions ne sauraient être négligées sans les plus graves incon-
» vénients. Lorsqu'il n'y a pas de pharmacien attaché à l'éta-
» blissement, les remèdes officinaux doivent être fournis par
» un pharmacien du dehors; les sœurs ne pourront préparer
» que les médicaments magistraux, et dont la préparation est
» fort simple. »

Le gouvernement, on le voit, est parfaitement convaincu de l'existence et du danger des abus dont le corps médical et les pharmaciens surtout ont à se plaindre. Il n'épargne pas les avis et les circulaires, mais les ordres ne sont rien s'ils ne sont point exécutés, et l'énergie manque trop souvent à l'autorité pour vaincre les résistances puissantes et opiniâtres qu'elle rencontre dans certaines localités. Heureusement l'association médicale se propage avec une rapidité inespérée dans toute la France ; c'est là une puissance nouvelle avec laquelle les abus de toute sorte auront désormais à compter, et si, comme nous n'en doutons pas, elle comprend bien toute l'importance, toute l'étendue de sa mission, toute l'autorité qu'elle peut et doit prendre dans le cercle réel de ses attributions, nul doute qu'une véritable réforme médicale ne s'accomplisse, d'ici à quelques années, sous son influence.

La commission permanente continue ses efforts pour compléter la grande œuvre de l'association que le Congrès lui a donné mission de réaliser; aussi la famille médicale voit-elle se resserrer chaque jour davantage les liens confraternels qui doivent bientôt unir tous ses membres.

Quatre cents communications relatives à l'association sont déjà parvenus à la commission permanente ; 250 de nos collègues,

médecins, pharmaciens, vétérinaires, représentant 78 départements, ont accepté le titre de correspondants, et plus de 100 associations nouvelles, se sont formées et constituées depuis deux mois.

Pour développer cet immense mouvement, pour lui assurer des résultats durables, et imprimer à toutes les fractions de l'association médicale un caractère de généralité et d'harmonie, la commission permanente se rendant aux désirs qui lui ont été exprimés de tous parts, vient d'adresser aux bureaux de toutes les associations dont l'existence lui a été signalée, et à ses correspondants partout où les associations manquent encore, l'instruction et le projet de règlement général que nous annoncions dans notre précédent article. Nous regrettons de ne pouvoir mettre cette pièce tout entière sous les yeux de nos lecteurs, mais nous voulons au moins leur en faire connaître quelques parties.

1° *But des Associations; leur utilité; leurs avantages.*

L'objet que s'est proposé le Congrès en demandant des associations est complexe; il est relatif, 1° à la science; 2° à la dignité professionnelle; 3° à la prévoyance.

1° *La science.* — L'association, au point de vue scientifique, a pour but de mettre en commun l'expérience de tous, l'observation de tous, d'éclairer chacun des lumières des autres, de faire participer le plus grand nombre aux fruits des connaissances individuelles, d'élucider par la discussion des points obscurs ou controversés, de tenir les associés au courant du mouvement scientifique, de les faire profiter des conseils confraternels dans des cas difficiles; d'éclairer l'autorité sur les questions d'hygiène, de salubrité, de médecine et de chimie légales, d'économie rurale, et de lui offrir les lumières d'une réunion d'hommes compétents dans toutes les circonstances où les sciences chimiques et médicales peuvent lui prêter un utile concours; de concerter les moyens de secours dans des épidémies, des épizéoties; de présenter à la justice des rapports médico-légaux, étudiés et rédigés en commun, qui préservent les hommes de l'art des controverses souvent pénibles de l'accusation ou de la défense; de concourir à l'étude et à la fixation de

la topographie médicale de la France, de la statistique médicale et de l'hygiène publique; de surveiller et de propager la vaccine, en recueillant les faits qui doivent servir à la solution d'un grand nombre de questions aujourd'hui en litige; d'étudier la grande question des endémies; d'établir enfin entre les associés des rapports scientifiques dont il est impossible de prévoir le nombre, la nature et les résultats, qui ne peuvent, en tous les cas, qu'être très-favorables.

2° *Dignité professionnelle.—Intérêts généraux et particuliers.* — L'association, à ce point de vue, a pour but de soustraire le corps médical, aux inconvénients moraux et matériels qui résultent des abus commis par quelques-uns de ses membres et par les charlatans de toute espèce. Ce qu'un individu ne peut ou n'ose faire dans son isolement, l'association aura le courage et la puissance de l'entreprendre, c'est-à-dire de blâmer les mauvais procédés, et de poursuivre au besoin l'illégalité, la fraude, l'empiétement, le compérage, enfin, tous les abus et délits qui nuisent à la considération et aux intérêts du corps, aussi bien qu'aux intérêts de la société.

L'association a pour but de faire naître, entre tous les membres de la grande famille médicale d'un même arrondissement, un esprit de confraternité et de bienveillance mutuelle qui remplace les sentiments opposés qu'on leur a si longtemps reprochés.

D'une part donc, détruire le charlatanisme et l'exercice illégal, ces deux grands fléaux de nos professions, surtout dans les campagnes; de l'autre, unir les professions par la confraternité et par la conformité des intérêts; tel est le double but de l'association.

3° *La prévoyance.* — La commission a cru devoir réglementer avec détails ce point important de l'association, et elle doit ajouter que, grâce à l'initiative prise à cet égard par Paris et par quelques départements, sa tâche a été rendue plus facile. En effet, elle s'est puissamment aidée sur ce point des statuts des Associations existantes, dont, à part quelques modifications plus ou moins importantes, elle a suivi fidèlement l'esprit et souvent la lettre.

Les bienfaits qui doivent ressortir des institutions de pré-

voyance ont frappé vivement tous ceux qui se sont occupés de ce sujet. Les institutions déjà existantes sont un magnifique argument en leur faveur. Assurer à la vieillesse, à l'infirmité, à ceux qu'un malheur imprévu et immérité vient de frapper, un soulagement, un secours, une pension ; adoucir pour les veuves et pour les enfants l'amertume que la mort du chef et du soutien vient de répandre dans la famille ; faire cesser cet immoral et cruel abandon qui frappe l'homme dont la vie tout entière a été consacrée au soulagement de ses frères, quand l'exercice de sa profession ne lui a donné ni le toit ni le pain, tel est le noble but que l'association veut atteindre par l'institution des caisses de prévoyance.

2° *Organisation des Associations dans les arrondissements.*

La commission a pris pour base de l'association la circonscription par arrondissement, répondant ainsi au vœu exprimé par le Congrès. Cette circonscription lui a paru en effet plus utile, plus réalisable que la circonscription départementale ; plus utile, car les associés d'un arrondissement ont seuls intérêt à se bien connaître, à surveiller la moralité professionnelle, à réprimer les abus et les illégalités ; plus réalisable, car les distances sont moins grandes, les contacts plus fréquents et l'esprit de confraternité plus facile à faire naître.

La commission n'a pas cru devoir relier les associations des arrondissements à celle du chef-lieu, afin que toutes fussent sur un pied d'égalité parfaite, afin d'éviter toute suceptibilité d'amour-propre et de supériorité. Ne voyant aucun avantage réel à compliquer le mécanisme de l'association, l'espèce de suprématie que donnerait nécessairement à l'association départementale le droit d'être l'aboutissant commun des associations d'arrondissement, pouvant avoir des inconvénients, la commission a supprimé ce rouage qui lui paraît inutile.

Cependant quelques associations existantes se sont formées et sont constituées sur la base départementale. La commission n'a pas la prétention de vouloir détruire ce qui a été fait antérieurement à son existence. L'essentiel pour elle est de savoir que ce qui a été fait fonctionne dans le triple but que s'est proposé le Congrès, et, quel que soit le mode adopté pour l'association, si

les choses vont bien, il y aurait imprudence à les changer. Ses instructions sont relatives aux localités où rien n'avait été encore tenté pour l'association, et ce sont de beaucoup les plus nombreuses.

La commission permanente, émanée du Congrès qui a été fondé lui-même sur la réunion des trois professions, ne peut présenter un projet d'organisation et de règlement de l'association sur d'autres bases que celle que le Congrès a voulu lui-même. Or le Congrès a voulu que l'association fût générale entre les trois professions de médecin, de pharmacien et de vétérinaire; la commission ne pouvait donc l'envisager que sous ce point de vue. Du reste, les réponses à la circulaire n° 2 l'ont convaincue que l'association, telle que l'a voulue le Congrès, est généralement demandée. Une immense majorité s'est prononcée en sa faveur, et, dans la plus forte proportion des cas, c'est en effet le seul mode possible.

Cependant la commission ne peut dissimuler que quelques arrondissements se sont énergiquement prononcés pour l'association fractionnaire, ce sont ceux surtout dont le chef-lieu est une ville plus ou moins importante, et ce vœu nous a été transmis aussi bien par une section que par les autres. La commission ne peut et ne veut faire violence à aucune conviction. Elle désire vivement, cela est vrai, que certaines répugnances, que certaines susceptibilités s'effacent et s'éteignent à l'aide du temps ou de la réflexion; mais elle doit accepter les faits tels qu'ils sont, et chercher à leur faire produire le plus de bien possible.

Or donc, dans les arrondissements où la fusion générale ne pourra s'opérer, le projet actuel de règlement pourra, à l'aide de fort légères modifications, servir aux associations fractionnaires. Mais la commission émet le vœu que si les sections trouvent utile et convenable de fonctionner séparément pour tous les objets relatifs à la science et aux intérêts professionnels, ces sections ne divisent pas leurs moyens d'action relativement à la caisse de secours. Trois caisses de secours dans un arrondissement ne pourront jamais aboutir qu'à des résultats fort minimes, tandis que, fusionnées en une seule, leur développement sera progressivement fort remarquable. Dans ce cas, les associations sectionnaires devront se réunir au moins une

fois par année en assemblée générale pour la nomination du conseil d'administration et de famille, à laquelle elles auront un intérêt égal. Si des considérations que la commission ne veut ni approuver ni combattre divisent, sur quelques points, les divers membres de la famille médicale, qu'une fois par an, au moins, la bienfaisance les rapproche.

3° *Le centre commun.*

La commission permanente remplit en ce moment, d'après les vœux du Congrès, les fonctions de centre commun. Elle les résiliera avec son mandat, quand un nouveau congrès sera rassemblé, comme l'a proclamé, avec l'assentiment de l'assemblée, M. le président avant de clore la session de 1845 Quelque laborieuse que soit la tâche qui lui a été imposée, la commission l'accomplira jusqu'au bout avec zèle et dévouement.

Les rapports des associations d'arrondissement avec la commission permanente sont simples et faciles. Elle prie avec la plus vive instance les associations :

1° De l'aviser de leur constitution définitive et de lui faire connaître les dispositions réglementaires qu'elles auront adoptées ;

2° De lui adresser un compte rendu annuel de leurs travaux et de l'état de l'association ;

3° De correspondre avec elle toutes les fois qu'elles le jugeront utile et convenable.

Voilà tout ce que la commission permanente demande aux associations, et cela officieusement et comme preuve des progrès de l'esprit de confraternité que la commission fait tous ses efforts pour répandre.

M. le ministre de l'instruction publique a dernièrement assuré à l'un des membres de la commission que le projet de loi sur l'enseignement de la médecine et de la pharmacie serait

---

Nota. Les pharmaciens qui voudraient se procurer l'instruction générale et le projet de règlement, sont invités à en adresser la demande *franco* à M. F. Boudet, l'un des secrétaires de la commission permanente, rue du Four-Saint-Germain, 88.

présenté aux chambres dans quelques jours M. le ministre du commerce a exprimé la même intention, relativement à son projet de loi sur l'exercice de la pharmacie. Ces lois seront donc présentées dans le cours de cette session, ceci n'est plus douteux, mais seront-elle discutées? les craintes sont très-vives à cet égard. Quoi qu'il arrive, la commission permanente est prête à remplir son mandat.

L'impression des actes du Congrès, qui avait été entravée pendant quelques temps, s'exécute aujourd'hui avec toute l'activité possible, et nous pouvons affirmer que le volume sera mis en distribution dans le courant d'avril. F. B.

Chronique.

— M. Bussy, directeur de l'École de Pharmacie de Paris, a été nommé membre du Conseil Académique de Paris, par un arrêté de M. le ministre de l'Instruction publique daté du 1er décembre 1845 — C'est la première fois que la Pharmacie est représentée dans ce Conseil.

Cette nomination est un précieux témoignage de la bienveillance du ministre pour la pharmacie, qu'il a voulu honorer dans son représentant le plus éminent; elle est aussi pour l'avenir des institutions pharmaceutiques, une garantie de la protection éclairée du chef de l'Université.

L'Académie de Médecine dans sa séance du 24 février a procédé à l'élection de nouveaux correspondants.

M. Derheims pharmacien à Saint-Omer, et M. Girardin, professeur de chimie à Rouen, ont été nommés.

Pendant la session du Congrès médical, les sections de Médecine et de pharmacie ont demandé que les écoles préparatoires devinssent universitaires.

M. le ministre de l'instruction publique désirant réaliser ce vœu, a porté au budget de cette année une somme de 60,000 francs pour faire entrer dans l'Université trois écoles préparatoires.

On présume que cette allocation s'appliquera aux écoles de Lyon, Bordeaux et Toulouse.

— Le roi a ordonné, Conformément aux vœux du Congrès médical, que le portrait de Bichat serait placé dans les galeries historiques de Versailles.

Le montant de la souscription Bichat s'élevait, *dans les derniers jours* de février, à 2,537 francs.

— Le nommé Jean-Magloire Canard, bien connu de nos lecteurs, a été de nouveau traduit devant le tribunal de police correctionnelle, comme inculpé de vente de remèdes secrets *dont la composition n'est pas indiquée au Codex*. Il a allégué qu'il donnait ces médicaments (qui se composent d'une poudre) pour soulager les malheureux; mais il a été démontré qu'il avait demandé à quelques personnes 30, 50, 100 et jusqu'à 200 francs.

Le sieur Canard a été condamné à 600 francs d'amende, *et, pour récidive, à* 10 *jours de prison*.

— Le sieur Repiquel, herboriste à la barrière de Fontainebleau, a été traduit devant le tribunal de première instance de la Seine, sous l'inculpation d'exercice illégal de la médecine et de la pharmacie, et condamné 1° à 15 francs d'amende, pour exercice illégal de la médecine; 2° à 500 francs d'amende, pour vente de préparations pharmaceutiques.

— Le sieur Charles-Michel Drouhin, herboriste, rue des Tournelles, 18, a été condamné à 500 francs d'amende comme coupable d'exercice illégal de la pharmacie.

— Le tribunal de première instance de la Seine, a condamné à 500 fr. d'amende le sieur Denis de Saint-Pierre, pour débit de remèdes secrets et de préparations pharmaceutiques.

ERRATA.

Page	Ligne	Au lieu de	Lisez :
109	28	vapeur d'eau pure	vapeur d'eau, puis
110	3	plus bien	bien plus
110	21	capsule de plâtre	capsule de platine.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

STENHOUSE.—Action du chlore sur l'acide cinnamique.

Dans les comptes rendus de l'année dernière (1845, p. 277), nous avons parlé d'une huile chlorée qui se produit par l'action du chlore ou du chlorure de chaux sur l'acide cinnamique, dont la formation peut servir à distinguer ce dernier de l'acide benzoïque.

M. Stenhouse (1) a publié de nouvelles observations sur cette huile. Elle est plus pesante que l'eau, et d'une odeur aromatique particulière qui rappelle celle de l'essence d'amandes amères et de l'huile d'ulmaire. Elle est attaquée en partie par la potasse caustique; le sodium fait explosion avec elle; l'ammoniaque n'y agit pas; l'acide sulfurique la colore en rouge, et finit par la charbonner.

Cette huile a été soumise à l'analyse; mais comme elle ne peut pas se rectifier sur le chlorure de calcium sans s'altérer en partie, elle n'a pas donné des résultats bien concordants. Toutefois, de l'ensemble des expériences de M. Stenhouse, il paraît résulter qu'elle se compose en grande partie d'un hydrocarbure chloré, mélangé d'un peu d'essence d'amandes amères.

Soumise à l'action de l'acide nitrique, elle donne de l'*acide nitro-benzoïque* (benzoate nitrique, G.), en même temps qu'il se développe une odeur désagréable qui attaque vivement les yeux.

REES REECE. — Nouveaux oxalates à deux bases.

M. Reece a fait connaître à l'Académie des sciences (2) une série d'oxalates qu'il a obtenus en étudiant, sous la direction de M. Pelouze, l'action des bases alcalines ou terreuses sur les oxalates des sesquioxydes.

On sait que les sels de chaux ne produisent qu'une légère précipitation dans une solution moyennement concentrée des oxalates de fer, de chrome, etc., et n'en occasionnent même

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 79.
(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, p. 1116.

aucune dans la solution fort étendue du sel de Gregory (oxalate chromico-potassique). En solution concentrée, ces mêmes sels donnent un précipité abondant qui a été considéré comme de l'oxalate de chaux.

Mais M. Reece y a trouvé du chrome en proportion notable.

Ces faits ont servi de point de départ au travail de ce jeune chimiste. La combinaison à l'aide de laquelle il a préparé les sels nouveaux qui font l'objet de son mémoire, est un sel ammoniacal correspondant au sel de Gregory pour la composition, mais auquel il est préférable à cause de sa grande solubilité.

Ce sel, en solution concentrée, mélangé avec son volume des chlorures de strontium, de barium et de calcium, donne naissance à des précipités volumineux qui, séparés de eaux mères et cristallisés, représentent des oxalates à deux bases.

Je rappellerai ici que, dans ma notation (1), le sel de Gregory desséché est, d'après l'analyse de M. Graham,

$$C^2(KCr\beta)^2O^4$$

l'acide oxalique étant $C^2H^2O^4$.

Or voici les formules des sels de M. Reece, traduites dans cette notation :

Oxalate chromico-barytique.	(a). . .	$C^2(BaCr\beta)^2O^4 + 2$ aq.
	(b). . .	$C^2(Ba\frac{4}{5}Cr\frac{6}{5}\beta)^2O^4 + 3\frac{1}{5}$ aq (2)
— chromico-strontique	. . . .	$C^2(SrCr\beta)^2O^4 + 3$ aq.
— chromico-calcique.	. . . . .	$C^2(Ca\frac{2}{5}Cr\frac{4}{5}\beta)^2O^4 + 4$ aq

Si l'on substitue le peroxyde de fer à l'oxyde de chrome, on a les sels correspondants à base de fer, et qui sont représentés par les formules suivantes :

---

(1) $Cr\beta$ représente 2/3 Cr, l'oxyde de chrome étant représenté par Cr^4O^3. J'ai déjà eu l'occasion, à plusieurs reprises, d'expliquer cette notation qui fait fort bien ressortir la constance du type oxalate dans ces différents échanges des métaux pour d'autres métaux ou pour de l'hydrogène. Voyez à cet égard mon *Précis*, t. I, p. 861. C. G.

(2) Ne connaissant pas les détails analytiques de M. Reece, je me demande si le sel (b) ne serait pas tout simplement le premier sel avec 3 ou 4 équiv. d'eau. C. G.

Oxalate ferrico-barytique.	(a). . . .	$C^2(BaFe\beta)^2O^4+aq.$ (1)
	(b). . . .	$C^2(BaFe\beta)^2O^4+2\,aq.$
— ferrico-strontique.	. . . .	$C^2(SrFe\beta)^2O^4+3\,aq.$

L'oxalate ferrico-calcique ne cristallise pas.

Si l'on remplace l'oxyde de chrome par l'alumine, on a des sels semblables qui sont représentés par

Oxalate aluminico-barytique.	(a). . .	$C^2(BaAl\beta)^2O^4+1\frac{2}{3}aq.$
	(b). . .	$C^2(BaAl\beta)^2O^4+5\,aq.$
— aluminico-strontique.	. . .	$C^2(Sr\frac{4}{5}Al\frac{6}{5}\beta)^2O^4+3\frac{3}{5}aq.$

L'oxalate alumino-calcique ne peut être isolé à l'état de pureté, à cause de son insolubilité.

Les sels précédents cristallisent en petites aiguilles soyeuses; ceux de chrome sont d'un violet foncé, ceux de fer d'un jaune verdâtre, et ceux d'alumine d'un blanc éclatant.

Ils sont solubles dans environ trente fois leur poids d'eau bouillante, à l'exception des sels de chaux et de chrome, d'alumine et de strontiane, qui se décomposent par l'eau; ils sont à peine solubles à froid.

Tous les alcalis les décomposent en précipitant le sesquioxyde et l'oxalate terreux. Cependant les sels de chrome se comportent différemment avec l'ammoniaque, qui ne précipite pas du tout l'oxyde de chrome, même quand la baryte a été séparée par l'acide sulfurique.

Les sels de fer se décomposent au soleil, en donnant naissance à un abondant dégagement d'acide carbonique, lors même que les cristaux sont secs.

Après ce résumé, M. Reece termine par quelques considérations sur l'importance qu'offrent les sels précédents au point de vue de l'analyse.

---

(1) La formule dualistique indiquée, par M. Reece, donnerait 1 1/6 éq. d'eau. Mais si l'on rapproche des formules précédentes celles qui ont été données par M. Bussy et par M. Graham pour l'oxalate ferrico-potassique, l'oxalate ferrico-sodique, etc., on peut admettre, par analogie, que ce sixième d'équivalent est de trop dans la formule de M. Reece. C. G.



LOEWIG. — Formation de l'éther sulfhydrocyanique.

Lorsqu'on sature par l'éther hydrochlorique une solution concentrée de sulfo-cyanure de potassium, on obtient du chlorure et de l'éther sulfhydrocyanique; la réaction ne s'effectue pas vite, toutefois les rayons du soleil l'accélèrent. Dès qu'elle est terminée, on étend le liquide de son volume d'eau et l'on distille; puis on mélange le produit distillé avec deux fois son volume d'éther pur, et l'on ajoute assez d'eau pour que l'éther se sépare en tenant en dissolution le nouvel éther sulfhydrocyanique. On sépare ces deux corps par la distillation, et on rectifie le dernier sur le chlorure de calcium.

L'éther sufhydrocyanique est une liqueur fluide, incolore, réfractant fortement la lumière, d'une saveur anisée et d'une odeur pénétrante, semblable à celle du mercaptan. A 15° il a la même densité que l'eau; il bout aussi vers 100°.

On peut le faire bouillir pendant quelque temps avec une lessive de potasse, sans qu'il y ait de décomposition; mais si l'on prend une solution alcoolique et bouillante, il se dégage de l'ammoniaque, ainsi que du bisulfure d'éthyle. Par l'évaporation de la solution alcoolique, on obtient beaucoup de carbonate, mais sans trace de sulfocyanure.

Mais si l'on mélange avec cet éther une solution alcoolique de sulfure de potassium, il se produit, surtout à chaud, du sulfure d'éthyle et du sulfocyanure de potassium; ce dernier se constate par l'évaporation du liquide, le résidu dissous dans l'eau donne alors avec les persels de fer la réaction si caractéristique des sulfocyanures.

La solution alcoolique du nouvel éther ne donne pas de précipité avec les solutions métalliques. L'acide nitrique le décompose avec violence, mais il ne se forme que très-peu d'acide sulfurique.

Il renferme, selon M. Loewig (1):

$$C^6 H^5 NS.$$

La réaction est évidemment celle-ci:

$$[C^4(H^5Cl)] + CKNS = KCl + C^6H^5NS.$$

(1) *Annal. de Poggend.*, LXVII, p. 101.



GIRARDIN. — Chaulage du blé.

L'auteur s'est livré à une série d'expériences (1) pour décider la question de savoir si les matières vénéneuses, telles que le sulfate de cuivre, le vert-de-gris, l'acide arsénieux, qui ont été tant préconisées comme préservant le blé de la carie, ne pourraient pas être remplacées avec avantage par des substances non toxiques.

Voici les conclusions que M. Girardin tire de ses expériences :

Le *sulfate de cuivre* est, ainsi que Bénédict Prévost l'avait constaté, dès 1807, un des plus puissants moyens de préservation de la carie. La *chaux* seule n'a que peu d'effet, et est même inférieure au simple lavage à l'eau. Le *sel marin* exerce une influence très-marquée, puisque les substances auxquelles on l'associe acquièrent, par ce seul fait, une action beaucoup plus prononcée que celle qu'elles possèdent naturellement. L'*acide arsénieux* ne possède pas, à beaucoup près l'action destructive de la carie, qu'on lui suppose généralement. Enfin, le mode de chaulage au moyen du *sulfate de soude et de la chaux*, proposé en 1835 par Mathieu de Dombasle, est réellement très-efficace. C'est aussi ce dernier procédé que M. Girardin recommande, de préférence à tous les autres, puisqu'il est simple, économique, qu'il n'entraîne aucun inconvénient pour la santé des semeurs et la sécurité publique, et qu'il fournit les blés les plus sains et les plus productifs.

WALTER-CRUM. — Réaction pour découvrir le manganèse.

La réaction à l'aide de laquelle on découvre généralement le manganèse, est fondée sur la formation d'un manganate vert à base d'alcali, et s'opère par voie sèche. M. Walter Crum en recommande une autre qui se fait par voie humide, et ne le cède en rien à la première sous le rapport de la sensibilité; elle est basée sur la formation de l'acide permanganique et sur la coloration rouge dont elle est accompagnée.

---

(1) *Comptes rendus de l'Académie*, XXI, 1140.

Quand on chauffe du peroxyde de plomb avec de l'acide nitrique étendu, et qu'on y ajoute ensuite une solution de manganèse, en très-petite quantité, le liquide acquiert la coloration pourpre de l'acide permanganique, coloration qu'il est aisé de reconnaître dès que l'excédant de peroxyde s'est déposé.

A l'aide de ce procédé, M. Crum a pu découvrir 1/3000 de manganèse dans un calcaire.

BONAPARTE. — Formation des acides butyrique et valérianique dans le blé avarié.

Il résulte de quelques expériences entreprises par le prince Louis-Lucien Bonaparte, sur le blé avarié dans les sentines des navires, qu'il s'y forme des quantités plus ou moins grandes d'acide valérianique et d'acide butyrique, qu'il est facile d'isoler par les moyens ordinaires.

H. KOPP. — Point d'ébullition des combinaisons organiques.

M. Hermann Kopp a le premier attiré l'attention des chimistes sur certaines relations que des corps chimiquement semblables présentent dans leurs points d'ébullition. En se basant sur les différentes observations faites par les chimistes avec les substances organiques, ce physicien est arrivé à établir quelques règles qui peuvent, par la suite, devenir très-utiles à ceux qui s'occupent de recherches expérimentales.

Les spéculations de M. H. Kopp portaient principalement sur l'alcool, l'esprit de bois, l'huile de pommes de terre, ainsi que sur les acides et les éthers dérivés de ces substances. L'étude comparative de leurs points d'ébullition avait conduit l'auteur au principe que le *point d'ébullition des combinaisons de l'alcool était supérieur de 19° au point d'ébullition des combinaisons correspondantes de l'esprit de bois.* Dans quelques expériences postérieures sur le point d'ébullition des hydrogènes carbonés, j'étais arrivé à des résultats semblables (1).

La détermination exacte du point d'ébullition d'un liquide,

---

(1) *Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1845, p. 79. Les résultats de ces expériences sembleraient indiquer que, pour les corps composés uni-



est assez difficile, une foule de circonstances pouvant faire varier ce point pour un seul et même corps. Aussi ne faut-il pas s'étonner de rencontrer souvent, à cet égard, des indications contradictoires, qui ont dû porter un certain préjudice aux spéculations de M. H. Kopp. Elles n'ont pas été accueillies avec faveur par tous les chimistes, et même, de la part de quelques-uns, elles ont reçu une interprétation entièrement erronée. Ainsi, on a prétendu qu'à l'aide seule du point d'ébullition d'un corps, on pouvait en établir la formule rationnelle, et M. Schroeder entre autres, en raisonnant ainsi, est arrivé à des conclusions tout à fait inadmissibles.

Ce que M. H. Kopp a voulu dire, c'est que des corps qui présentent une certaine connexion chimique, offrent aussi, dans leurs points d'ébullition, des relations bien déterminées; il a choisi pour y baser son raisonnement, des substances réellement comparables, et, si les nombres déduits de cette comparaison n'ont pas précisément une valeur absolue et rigoureuse, on peut affirmer du moins qu'ils se rapprochent assez de la vérité pour pouvoir être consultés avec fruit dans les recherches de chimie organique. Plus tard, quand on connaîtra mieux l'influence des vases sur les liquides bouillants, quand on saura mieux apprécier toutes les circonstances qui accélèrent l'ébullition ou la retardent, on pourra revenir sur ces nombres et les corriger. En attendant, ils sont toujours fort utiles et acquièrent surtout de l'importance pour l'appréciation des séries homologues. Si je ne m'abuse, *dans toutes les séries homologues, les points d'ébullition présentent cette différence de 19° ou 20° d'un terme au terme suivant pour la même série.*

Mais passons aux nouveaux résultats de l'auteur. Il a déterminé lui-même le point d'ébullition de quelques éthers, préparés exprès et analysés chaque fois.

Voici le tableau par lequel il résume ses observations, en mettant en regard les résultats d'autres expérimentateurs, ainsi que les nombres calculés. Nous y avons joint les résultats obtenus par M. Fehling avec les acides de l'huile de coco (1).

quement de carbone et d'hydrogène, le point d'ébullition est le même, si la composition et l'équivalent (la densité de la vapeur) le sont. C. G.

(1) *Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1845, p. 81.

SUBSTANCES.	COMPOSITION.	POINT D'ÉBULLITION. OBSERVÉ.	POINT D'ÉBULLITION. CALCULÉ.
1re série homologue.			
Esprit de bois.	$[CH^4O]$	60 Kane; 65 Kopp; 66,5 Dumas et Péligot. . . .	59
Alcool.	$[CH^4O + 1.CH^2]$	76 Dumas et Boullay; 78,4 Gay-Lussac; 78,8 Kopp.	59 + 1.19 = 78
Huile de pommes de terre.	$[CH^4O + 4.CH^2]$	132 Cahours; 133 Kopp; 134 Rieckher.	59 + 4.19 = 135
2e série homologue.			
Acide formique. . . .	$[CH^2O^2]$	98,5 Liebig; 100 Bineau. .	99
— acétique. . . .	$[CH^2O^2 + 1.CH^2]$	114 Mitscherlich; 120 Liebig.	99 + 1.19 = 118
— butyrique. . .	$[CH^2O^2 + 3.CH^2]$	Vers 164 Pelouze et Gélis.	99 + 3.19 = 156
— valérianique. .	$[CH^2O^2 + 4.CH^2]$	175 Dumas; 176 Bonaparte.	99 + 4.19 = 175
— caproïque. . .	$[CH^2O^2 + 5.CH^2]$	202 Fehling.	99 + 5.19 = 194
— caprylique. . .	$[CH^2O^2 + 7.CH^2]$	Entre 236 et 240 Fehling. .	99 + 7.19 = 232
3e série homologue.			
Éther formique de l'esprit de bois. . .	$[C^2H^4O^2]$	36 à 38 Dumas et Péligot.	36
— form. de l'alcool. — acétique de l'esprit de bois. . .	$[C^2H^4O^2 + 1.CH^2]$	53,4 Liebig; 55,3 Kopp; 56 Doebereiner. . . . . . . 55,7 Kopp; 58 Dumas et Péligot.	36 + 1.19 = 55
— acét. de l'alcool.	$[C^2H^4O^2 + 2.CH^2]$	71 Thénard; 74 Dumas et Boullay.	36 + 2.19 = 74
— butyrique de l'esprit de bois. . .	$[C^2H^4O^2 + 3.CH^2]$	Vers 102 Pelouze et Gélis.	36 + 3.19 = 93
— but. de l'alcool. — valérianique de l'esprit de bois. . . — formiq. de l'huile de pomm. de terre.	$[C^2H^4O^2 + 4.CH^2]$	Vers 110 Pelouze et Gélis; 110 Lerch. . . . . 114 Kopp. . . . . Vers 116 Kopp.	36 + 4.19 = 112
— valér. de l'alcool. — acétiq. de l'huile de pomm. de terre. — caproïque de l'esprit de bois. . .	$[C^2H^4O^2 + 5.CH^2]$	133,2 Kopp; 133,5 Otto. . 125 Cahours; 133,8 Kopp. Vers 150° Fehling.	36 + 5.19 = 131
— capr. de l'alcool.	$[C^2H^4O^2 + 6.CH^2]$	166° Fehling.	36 + 6.19 = 150
— caprylique de l'alcool. . . . . . . — valér. de l'huile de pomm. de terre.	$[C^2H^4O^2 + 8.CH^2]$	214° Fehling. . . . . Environ 196° Balard. . .	36 + 8.19 = 188

BOUTIGNY. — Sur les taches produites par l'appareil de Marsh.

M. Boutigny a communiqué à l'Académie une note sur l'application de l'*état sphéroïdal* à l'analyse des taches produites par l'appareil de Marsh. Je renvoie pour les détails aux *Comptes rendus de l'Académie*, XXI, 1068, 10 novembre 1845.

WALTER-CRUM. — Action du chlorure de chaux sur les sels de plomb et de cuivre.

L'auteur a publié quelques observations nouvelles (1) sur le produit rose qui se forme, quand une solution de nitrate de cuivre est mélangée avec du chlorure de chaux et un excès de chaux. Ce produit est, selon lui, une combinaison de chaux avec un oxyde de cuivre Cu^2O^3 (dans ma notation Cu^4O^3); il se décompose par l'eau bouillante, en développant de l'oxygène et en laissant de l'oxyde de cuivre brun. Les acides en dégagent aussi de l'oxygène. Au contact de l'air, la substance est bientôt convertie en carbonate vert.

M. Crum n'a pas réussi à produire de semblables combinaisons avec les chlorures de potasse ou de soude.

Mais le nitrate de plomb en donne un; ce produit est insoluble dans l'eau, et fournit du peroxyde puce quand on le dissout dans l'acide nitrique

F. WEPPEN. — Précipitation de certaines matières par le charbon.

Suivant les observations (2) de M. Weppen, le charbon animal s'empare non-seulement des matières colorantes, mais aussi de certaines substances amères, de résines et de matières tannantes. De même, il précipite certaines solutions méta liques; les sels à base alcaline, le tartre, le ferrocyanure de potassium, l'alun n'en sont pas affectés.

DESSAIGNES. — Production du sucre de gélatine par l'acide hippurique.

Lorsqu'on a fait bouillir l'acide hippurique une demi-heure avec une solution d'acide hydrochlorique, il se produit, selon les observations de M. Dessaignes (3), de l'acide benzoïque, ainsi qu'une combinaison d'*acide hydrochlorique et de sucre de géla-*

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LV, p. 213.
(2) *Ibid.*, p. 241.
(3) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, p. 1224.

tine. Cette dernière s'obtient par l'évaporation en longs cristaux prismatiques.

Si l'on prend pour base la formule [$C^2H^5NO^2$], que j'ai proposée pour le sucre de gélatine, cette métamorphose s'exprime par :

$$C^9H^9NO^3 + H^2O = C_7H^6O^2 + C^2H^5NO^2.$$

M. Dessaignes est porté à croire que ma formule du sucre de gélatine est la véritable. Il ne se dégage pas de gaz dans la réaction. Sur 100 p. d'acide hippurique sec, il a obtenu 67,49 p. d'acide benzoïque sec, et 59,08 de la combinaison hydrochlorique.

L'acide nitrique, après vingt minutes d'ébullition, transforme l'acide hippurique en acide benzoïque et en *nitrate* de sucre ou acide nitro-saccharique, qui cristallise en magnifiques tables tronquées.

L'acide sulfurique se comporte d'une manière semblable ; le *sulfate*

$$[(C^2H^5NO^2)^2, SH^2O^4]$$

cristallise en gros prismes, d'un grand éclat.

L'acide oxalique détermine la même réaction par l'ébullition avec l'acide hippurique. L'*oxalate de sucre de gélatine* cristallise en beaux prismes.

Ces résultats sont extrêmement intéressants ; ils prouvent que le sucre de gélatine appartient à la classe des alcaloïdes. M. Dessaignes annonce la continuation de ses recherches sur ce sujet.

BOLLEY. — Préparation de l'acide chromique.

La méthode de M. Fritzsche, qui consiste à mélanger une solution bouillante de bichromate de potasse avec de l'acide sulfurique concentré, est avantageuse en ce qu'elle fournit beaucoup d'acide chromique ; mais le produit est toujours souillé d'acide sulfurique ou de sulfate de potasse. Pour éviter cette impureté, MM. Warington et Boettger proposent d'employer une solution de bichromate saturée *à froid*, et de la mélanger avec une fois et demie son poids d'acide sulfurique concentré ; cette grande quantité d'acide a non-seulement pour effet de décomposer le bichromate, mais elle précipite aussi l'acide chromique de la solution aqueuse.

Cependant cette dernière méthode est encore assez coûteuse, à cause de la forte proportion d'acide qu'elle nécessite ; M. Bolley (1) l'a donc modifiée à son tour.

M. Bolley prend une quantité pesée de bichromate, et en fait une solution saturée à l'ébullition ; pendant l'ébullition, il y porte une proportion d'acide sulfurique concentré telle qu'elle puisse former du bisulfate avec la potasse du bichromate. Le tout se prend, par l'ébullition, en une masse rouge et grenue, composée de bisulfate et d'acide chromique. On décante d'abord le liquide qui renferme beaucoup d'acide chromique, puis, le bisulfate étant bien moins soluble que ce dernier, on délaye la masse grenue à plusieurs reprises dans de petites quantités d'eau froide, et l'on décante ce qui se dissout. On finit par avoir ainsi un résidu orangé de bisulfate, ne contenant plus que très-peu d'acide chromique ; celui-ci se trouve, au contraire, dans les différentes solutions.

On les réunit, on concentre par l'évaporation, et l'on précipite l'acide chromique par l'acide sulfurique ; de cette manière, il ne se précipite pas de sulfate en même temps, car le sulfate est assez soluble dans l'acide sulfurique. On laisse égoutter l'acide chromique, on l'étend sur des briques, et on le fait recristalliser en le faisant dissoudre, et évaporant doucement. Il s'obtient ainsi en gros cristaux.

Les résidus de ces opérations peuvent encore s'utiliser pour préparer de l'oxygène.

L'acide chromique se dissout en grande quantité dans l'acide sulfurique concentré, mais il suffit de quelques gouttes d'eau pour l'en précipiter de nouveau. La solution saturée a la consistance d'une bouillie, et est d'un jaune d'ocre ; l'humidité de l'air la fait rougir promptement. Si on porte la bouillie promptement sur des briques poreuses, on peut en isoler une poudre d'un jaune sale, dans laquelle M. Bolley a trouvé sensiblement 1 éq. d'acide chromique anhydre, pour 1 éq. d'acide sulfurique hydraté :

$$[Cr^2O^3,SH^2O^4].$$

Cette poudre attire vivement l'humidité de l'air en devenant rouge.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVI, p. 113.

La solution de l'acide chromique dans l'acide sulfurique concentré est un agent oxygénant fort énergique.

A. SCHLIEPER. — Dérivés de l'acide urique.

Le mémoire (1) dont nous allons rendre compte, traite principalement de l'alloxane, des alloxanates et de quelques autres dérivés de l'acide urique.

Alloxane. — Ce corps est, comme on sait, un produit de l'action de l'acide nitrique sur l'acide urique; MM. Liebig et Woehler en ont déjà décrit la préparation; mais M. Schlieper a cru devoir la modifier, pour obtenir plus de matière. Il recommande d'employer de l'acide nitrique concentré, d'une densité de 1,4 à 1,42; un acide plus étendu est moins avantageux. On en met environ 4 ou 5 onces à la fois dans des verres à pied, placés dans de l'eau froide, et l'on introduit l'acide urique par très-petites pincées, en attendant chaque fois que l'effervescence se soit calmée. Il est surtout indispensable d'éviter un trop grand échauffement. L'alloxane se dépose alors peu à peu, sous la forme de cristaux grenus, qu'on sépare de temps à autre des eaux mères acides, avant d'y introduire de nouvelles quantités d'acide urique.

Les eaux mères de la préparation de l'alloxane peuvent servir à faire de l'alloxantine; on n'a qu'à les neutraliser par de la craie ou de la soude, et à les traiter par l'hydrogène sulfuré.

Pour obtenir l'alloxane à l'état de pureté, on étend les cristaux grenus sur des briques poreuses, et quand ils sont bien secs, on les délaye dans la moitié de leur poids d'eau chaude; on chauffe la masse jusqu'à 60 ou 80°, et l'on filtre rapidement. Il faut éviter de porter le liquide à l'ébullition; s'il y avait encore de l'alloxane non dissous, on le traiterait de nouveau par l'eau chaude.

15 onces d'acide nitrique ont fourni par ce procédé, un peu plus de la moitié d'alloxane.

Cependant l'emploi du chlorate de potasse, comme oxydant, est encore bien plus avantageux, et mérite la préférence sur tous

(1) *Annal. der Chemie und Pharm.*, t. LV, p. 252, et t. LVI, p. 1.

les autres procédés. On mélange dans une capsule 4 onces d'acide urique avec 8 onces d'acide hydrochlorique, de concentration moyenne, et l'on y introduit peu à peu 1 once de chlorate en poudre fine. La masse s'échauffe d'elle-même, en devenant de plus en plus liquide; la décomposition de l'acide urique s'effectue sans qu'il se dégage une seule bulle d'acide carbonique, et l'on n'obtient que de l'alloxane et de l'urée; on a d'ailleurs

$$C^5H^4N^4O^3 + 2H^2O + O = C^4H^4N^2O^5 + CH^4N^2O.$$

Si l'on dirige bien l'opération, il ne se développe point de chlore; il faut surtout ajouter de faibles portions à la fois, et agiter vivement. Après qu'on a introduit les 3/4 ou les 4/5 du chlorate, ce qui exige environ une demi-heure, on étend la liqueur chaude de deux fois son volume d'eau froide. Au bout de deux ou trois heures, tout l'acide urique non attaqué se trouve déposé; on décante la solution d'alloxane, on ajoute à l'acide urique encore un peu d'acide hydrochlorique concentré, et l'on y introduit le reste de chlorate, après avoir porté le liquide à 50°.

La solution d'alloxane peut être convertie par l'hydrogène sulfuré en alloxantine.

Acide alloxanique.—L'alloxane éprouve, de la part des bases, une modification particulière; elles s'y combinent; mais quand on essaye ensuite d'en séparer l'alloxane, on obtient un corps acide, qui décompose les carbonates; à en juger par la composition des sels que ce corps est capable de former, on voit que c'est un isomère de l'alloxane.

La solution de cet acide alloxanique ne peut pas être chauffée au-dessus de 60°, sans se décomposer en plusieurs produits, sur lesquels nous reviendrons plus bas.

On obtient l'acide alloxanique en décomposant l'alloxanate de baryte par l'acide sulfurique étendu; il s'obtient souvent par l'évaporation en petits mamelons; d'autrefois il se présente sous la forme d'une masse gluante et visqueuse.

Il décompose avec facilité les carbonates et les acétates, et dissout le zinc avec dégagement d'hydrogène.

Sa solution dans l'alcool peut être bouillie et même évaporée sans subir de décomposition.

Chauffé avec de l'acide nitrique, il donne de l'acide parabanique.

L'hydrogène sulfuré, le bichlorure de platine, le bichromate de potasse ne l'attaquent pas.

Alloxanates. — M. Schlieper a soumis les alloxanates à une étude attentive ; ses recherches démontrent que les alloxanates sont des sels bibasiques, comme je l'avais déjà admis dans mon livre, contrairement à l'opinion de MM. Liebig et Wœhler.

Les alloxanates à base d'alcali sont solubles ; les sels neutres à base de métaux sont plus ou moins insolubles, mais les sels acides se dissolvent aisément.

La dissolution aqueuse des alloxanates se décompose par l'ébullition en urée et en mésoxalates :

$$C^4H^4N^2O^5 + 2H^2O = CH^4N^2O + C^3H^4O^6.$$

Les sels secs résistent parfaitement à une température de 100°, et même à une chaleur supérieure.

Il existe deux *alloxanates de potasse.* (a) Le *sel neutre* [$C^4(H^2K^2)N^2O^5$+3 aq.] peut s'obtenir directement par l'alloxane. On mélange une dissolution concentrée de ce corps avec son volume d'une lessive de potasse également concentrée, et on étend le liquide d'alcool, jusqu'à ce qu'il commence à se troubler. Il se dépose ainsi peu à peu des cristaux transparents et durs. Selon M. Schlieper, ce sel retiendrait à 100° 1/2 atome d'eau (dans ma notation). Il est fort soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool et l'éther, et présente une réaction neutre. (b) *Le sel acide* [$C^4(H^3K)N^2O^5$] se prépare de la même manière à l'aide d'un excès d'alloxane ; il se dépose à l'état d'une poudre blanche et cristalline, assez peu soluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool, et d'une réaction très-acide. Il rougit promptement au contact de l'air.

Le *sel de soude* est fort déliquescent.

Le *sel neutre d'ammoniaque* présente très-peu de stabilité ; il se convertit peu à peu, en perdant de l'ammoniaque, en *sel acide* [$C^4H^4N^2O^5,NH^3$]. Celui-ci s'obtient aisément en saturant directement l'acide alloxanique par l'ammoniaque ; on ne peut pas le préparer avec l'alloxane. Il forme des cristaux transparents et brillants qui appartiennent au système prismatique à base

rhombe. Il se dissout dans 3 ou 4 p. d'eau, est insoluble dans l'alcool, et réagit fort acide. Sa solution aqueuse est précipitée par l'alcool; soumis à la distillation sèche, il donne du carbonate d'ammoniaque, de l'hydrocyanate d'ammoniaque, de l'oxamide et de l'urée.

L'*alloxanate neutre de baryte* [$C^4(H^2Ba^2)N^2O^5+2$ aq.] a déjà été décrit par MM. Wœhler et Liebig. Il s'obtient avec une grande facilité et sert à la préparation de l'acide alloxanique. Pour se procurer ce sel en plus grande quantité, on décompose, dans un ballon, une solution d'alloxane saturée à froid avec une solution de chlorure de baryum également saturée à froid, en mélangeant 2 volumes de la première avec 3 volumes de la seconde solution. On porte ce mélange à 60 ou 70°, et l'on y ajoute ensuite peu à peu une lessive de potasse, en agitant constamment; par chaque addition de potasse, il se produit un précipité blanc et caillebotté qui se redissout par l'agitation. On continue les additions jusqu'à ce que le précipité commence à persister, et alors tout le liquide se prend presque instantanément en une bouillie d'alloxanate bibarytique qui se dépose rapidement à l'état d'une poudre cristalline. Le *sel acide de baryte* [$C^4(H^3Ba)N^2O^5+$ aq.] se produit dans la préparation de l'acide alloxanique par le sel neutre et l'acide sulfurique; il forme des croûtes cristallines, composées de petits mamelons opaques. On l'obtient aussi en mélangeant la solution du sel ammoniacal acide avec une solution de chlorure de baryum; le sel de baryte acide s'y dépose alors, dans le mélange concentré, au bout de quelques jours. Ce sel est bien plus soluble dans l'eau que le sel neutre, et réagit acide; il est fort soluble dans l'acide alloxanique et se dissout également dans l'alcool qui ne précipite pas sa solution aqueuse.

L'*alloxanate neutre de chaux* [$C^4(H^2Ca^2)N^2O^5+5$ aq.] est plus soluble dans l'eau que le sel de baryte correspondant; à 100° les cristaux perdent de l'eau et se désagrégent. Le *sel acide* [$C^4(H^3Ca)N^2O^5+2\ 1/2$ aq.] donne des cristaux transparents et brillants qui perdent sur l'acide sulfurique toute leur eau de cristallisation.

L'*alloxanate neutre de magnésie* [$C^4(H^2Mg^2)N^2O^5+5$ aq.] se prépare de la même manière que le sel correspondant de baryte ou de chaux; il constitue des croûtes formées par de petits

mamelons soyeux qui ressemblent beaucoup au quinate de chaux. Il est assez soluble dans l'eau, moins soluble dans l'alcool qui en précipite la solution aqueuse si elle est concentrée.

L'*alloxanate acide de zinc* [$C^4(H^3Zn)N^2O^5+2$ aq.] s'obtient en croûtes cristallines. M. Schlieper décrit aussi un sel surbasique.

L'*alloxanate neutre de nickel* [$C^4(H^2Ni^2)O^5N^2O^5+$ 2 aq.] est un sel vert, fort déliquescent et insoluble dans l'alcool.

L'*alloxanate neutre de plomb* [$C^4(H^2Pb^2)N^2O^5+$ aq.] forme une poudre blanche, insoluble dans l'eau.

Le *sel acide* [$C^4(H^3Pb)N^2O^5+$ aq.] cristallise en gros mamelons composés de fines aiguilles soyeuses, assez solubles dans l'eau. M. Schlieper parle aussi d'un *sel surbasique* [$C^4(H^3Pb)N^2O^5+$ Pb^2O] qu'on obtient sous la forme d'une poudre blanche et nacrée, ainsi que d'un autre, dans lequel le sel acide se décompose quand on y ajoute de l'alcool.

L'*alloxanate neutre de cuivre* [$C^4(H^2Cu^2)N^2O^5+4$ aq.] s'obtient en mamelons qui ne perdent pas leur eau de cristallisation quand on les chauffe à 100°.

M. Schlieper n'a pas réussi à obtenir un *éther alloxanique*.

Produits de décomposition de l'acide alloxanique.—Quand on maintient en ébullition une solution d'acide alloxanique, il se dégage beaucoup d'acide carbonique ; la solution étant rapidement réduite à consistance de sirop, puis étendue d'eau, il ne s'y dissout qu'une partie, tandis qu'il reste une poudre blanche et cristalline.

L'acide alloxanique se décompose ainsi en CO^2 et en deux nouveaux corps : l'un, insoluble dans l'eau, est un acide particulier que M. Schlieper appelle acide *leucoturique* ; l'autre, fort soluble et même déliquescent, a reçu de lui le nom de *difluan*.

L'acide leucoturique ne se forme qu'en très-petite quantité ; il forme une poudre blanche et cristalline, insoluble dans l'eau froide, assez soluble dans l'eau bouillante. Il n'est pas altéré par les acides, pas même par l'acide nitrique de 1,4. A froid, il se dissout aisément dans les alcalis, les acides minéraux l'en précipitent de nouveau ; si l'on opère à chaud, il se dégage de l'ammoniaque et l'on obtient beaucoup d'oxalate.

A chaud, il se dissout aussi dans l'ammoniaque ; la solution

donne par l'évaporation de fines aiguilles. Ce sel ammoniacal précipite en blanc le nitrate d'argent, mais le précipité se colore rapidement en brun.

M. Schlieper représente le nouvel acide par [$C^{6}N^{4}H^{6}O^{6}$] qui serait dans ma notation [$C^{3}H^{3}N^{2}O^{3}$], formule inadmissible d'après les idées de M. Laurent et les miennes (1). D'ailleurs, la formule de M. Schlieper ne se trouve point appuyée par l'analyse de quelque sel.

Quant à l'autre substance que M. Schlieper appelle *difluan*, elle forme une poudre blanche, volumineuse, extrêmement déliquescente, légèrement acide, insoluble dans l'alcool. Elle est précipitée par ce dernier liquide en flocons volumineux; elle précipite en blanc les sels d'argent et de plomb. M. Schlieper la représente par la formule [$C^{6}H^{8}N^{4}O^{5}$] qui ne peut pas se dédoubler (2), et qui, d'ailleurs, ne me paraît pas exacte.

Nouveaux produits de décomposition de l'acide urique par l'acide nitrique étendu.—L'eau mère provenant de la préparation de l'alloxane a donné, dans une opération, une bouillie cristalline, jaune, formée selon M. Schlieper, par le sel ammoniacal d'un acide particulier auquel il donne le nom d'*acide hydurilique*. Il n'a pas réussi à le reproduire à volonté, aussi n'a-t-il pu l'étudier que d'une manière incomplète.

Chose singulière, et nous avons de la peine à le croire, ce sel

(1) Si l'on adoptait $C^{3}H^{4}N^{2}O^{3}$, cela exigerait 3,0 hydrogène; M. Schlieper en a trouvé 2,74—2,87. On aurait d'ailleurs $C^{3}H^{4}N^{2}O^{3} + CO^{2} = C^{4}H^{4}N^{2}O^{5}$, c'est-à-dire que l'acide leucoturique + CO^{2} renfermerait les éléments de l'acide alloxanique. C. G.

(2) Les propriétés que M. Schlieper assigne à son difluan, et les analyses qu'il en donne, coïncident avec celles de l'*acide allanturique* de M. Pelouze. J'ai donné à ce corps (*Précis*, t. I, p. 430) la formule C[illegible]H[illegible]N[illegible]O[illegible], qui est celle de M. Schlieper + 1/2 oxygène. Si l'on considère que cette substance ne s'obtient pas sous forme définie, que d'ailleurs on y avait trouvé une petite quantité d'un autre corps renfermant plus de carbone, ma supposition acquiert beaucoup de vraisemblance. D'après cela, l'acide mycomélique de MM. Woehler et Liebig, l'acide allanturique de M. Pelouze, et le difluan de M. Schlieper seraient un seul et même corps, représentant les éléments de l'alloxane ou de l'acide alloxanique moins CO^{2}. Le nouvel acide leucoturique ne serait aussi qu'un isomère du précédent. C. G.



ammoniacal ne serait pas décomposé par l'acide hydrochlorique bouillant; il faut, selon l'auteur, décomposer ce sel par la potasse bouillante et en précipiter ensuite l'acide par l'acide hydrochlorique. Cette réaction semble indiquer que le prétendu sel ammoniacal est plutôt une espèce d'amide.

Quoi qu'il en soit, l'acide hydurilique se précipite sous la forme d'une poudre blanche, composée de fines aiguilles; il est fort soluble dans l'eau et tout à fait insoluble dans l'alcool. Il se dissout aisément dans les alcalis et déplace l'acide carbonique. Avec les sels de baryte, de plomb et d'argent, il donne des précipités blancs.

M. Schlieper le représente par [$C^{12}H^{10}N^{6}O^{11}$]; cette formule me paraît inexacte; elle ne rend pas compte de la formation du corps, et pour être représentée dans ma notation, elle devrait pouvoir se dédoubler, ce qui est impossible à cause du nombre impair d'équivalents d'oxygène. L'auteur a fait, avec un sel d'argent, un sel de soude et un sel d'ammoniaque, quelques analyses incomplètes, qui sont loin d'éclaircir ce sujet.

Il n'a pas été plus heureux dans l'examen du produit de l'action de l'acide nitrique sur son acide hydurilique.

Produits de décomposition de l'alloxantine. — L'alloxantine est à l'alloxane ce que l'indigo blanc est à l'indigo bleu; si donc on représente l'alloxane par $C^{4}H^{4}N^{2}O^{5}$, l'alloxantine devient nécessairement

$$[C^{8}H^{10}N^{4}O^{10}];$$

c'est un cas d'homodesmidie.

Lorsqu'on fait bouillir l'alloxantine avec un excès d'acide hydrochlorique, elle se décompose en partie et donne un corps blanc et pulvérulent que M. Schlieper appelle *acide allituriqne*, qu'on peut purifier d'alloxantine non décomposée en le traitant par l'acide nitrique. L'auteur représente ce nouveau corps par

$$[C^{6}H^{6}N^{4}O^{4}].$$

mais cette formule n'a pas été contrôlée par l'analyse de quelque sel.

En même temps que ce corps, on trouve de l'alloxane et de l'acide parabanique, ainsi qu'un autre acide, appelé *diliturique* par M. Schlieper, mais qu'il n'a pas réussi à isoler. Il est seulement

parvenu, dit-il, à en faire le sel ammoniacal *qui se dissout dans l'acide sulfurique concentré sans se décomposer et s'en sépare sans altération par une addition d'eau.* L'analyse y a démontré les rapports [$C^4H^6N^4O^5$]. Nous pouvons nous dispenser de donner d'autres détails sur les résultats de l'auteur.

Ils sont, en général, comme nous venons de le voir, assez confus et ne présentent rien de net, bien que M Schlieper leur ait consacré cinq feuilles d'impression. Il n'y a en définitive, dans son travail, que des noms nouveaux et pas un seul corps qu'on puisse adopter avec confiance. Le seul fait que l'auteur a bien démontré, c'est la bibasicité des alloxanates; or, elle avait été déjà admise avant lui.

J'oubliais de dire que ce travail sort du laboratoire de Giessen, où, depuis quelque temps, on cherche à inspirer aux jeunes chimistes un dédain pour tout ce qui vient de France, comme si la science était la propriété exclusive d'une nation ou l'apanage de quelque privilégié.

LASSAIGNE. — Distinction des taches arsenicales et antimoniales dans les recherches médico-légales.

Lorsqu'on expose, suivant M. Lassaigne (1), les taches d'arsenic déposées sur la porcelaine, à l'action de la petite quantité de vapeur que forme l'iode à une température de + 12 à + 15°, elles se colorent en jaune bien pâle qui devient jaune citron à l'air en moins de quelques minutes; dans les mêmes circonstances, les taches antimoniales se colorent en jaune carmélite foncé, et cette couleur passe à l'orange au contact de l'air et persiste ensuite. Pour obtenir cette réaction qui se développe à la température ordinaire en moins de 10 à 15 minutes, il faut renverser la capsule de porcelaine où se trouvent les taches faites avec l'appareil de Marsh, sur une soucoupe au milieu de laquelle on a placé une petite quantité d'iode sec en cristaux lamelleux.

De petites capsules en porcelaine de 0m,025 de diamètre sur 0m,020 de profondeur sont très-commodes pour réaliser cette réaction sur de petites taches peu larges et d'une très-faible épaisseur.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, p. 1324.

Les taches jaunes, produites par l'iodurațion de l'arsenic, disparaissent donc peu à peu à l'air humide; si, après leur disparition, on verse une solution concentrée d'hydrogène sulfuré sur la place qu'elles avaient occupée, on voit paraître des taches de sulfure jaune; celles-ci, à leur tour, disparaissent instantanément, par une solution d'ammoniaque.

Les taches antimoniales iodurées se comportent tout autrement. Elles ne disparaissent pas à l'air; transformées en sulfure jaune orangé, elles résistent assez longtemps à l'action de l'ammoniaque faible.

M. Lassaigne a aussi opéré avec une solution alcoolique d'iode, avec une solution d'acide hydriodique ioduré, et avec une solution d'iodure ioduré de potassium, ces réactifs donnent également des résultats assez différents pour l'arsenic et l'antimoine.

L'iode peut donc s'employer avec succès dans les recherches médico-légales, dans les cas surtout où l'on est dans la nécessité d'opérer sur des taches minimes.

PESIER. — Essai des potasses.

M. Pesier, pharmacien de Valenciennes, a proposé, pour l'essai des potasses, une méthode qui est fondée sur l'accroissement de densité que le sulfate de soude détermine dans une solution saturée de sulfate de potasse pur (1).

Lorsqu'une solution de sulfate neutre de potasse a été faite à la même température, elle possède une densité toujours constante, et cette densité se trouve progressivement augmentée avec la quantité de sulfate de soude que le premier sel renferme; cette augmentation est d'autant plus sensible que la solubilité du sulfate de potasse est de beaucoup accrue quand ces deux sels sont en présence. M. Pesier propose donc de transformer les potasses en sulfate, d'en faire une solution bien neutre, et d'en apprécier la densité à l'aide d'un aréomètre particulier.

C'est sur ces données que M. Pesier a construit un petit instrument, auquel il donne le nom de *natromètre*, et qui porte deux échelles contiguës, l'une, portant les degrés de tempéra-

(1) *Journ. de Pharm.*, t. VIII, p. 249.

ture et indiquant pour chaque degré le point d'affleurement dans une solution saturée de sulfate de potasse pur ; l'autre, représentant des centièmes de soude. L'auteur décrit avec soin les détails des opérations que nécessite l'emploi de cet instrument, soit à des analyses rigoureuses, soit à des essais commerciaux.

GIRARDIN. — **Blés chaulés avec l'acide arsénieux et le sulfate de cuivre.**

Nous avons parlé plus haut des expériences que M. Girardin a entreprises pour s'éclairer sur la question de savoir si les substances vénéneuses avec lesquelles on chaule les blés, ne pourraient pas être remplacées par des substances non toxiques.

Voici encore une note sur ce sujet (1). L'auteur a voulu s'assurer s'il existe de l'arsenic dans les blés provenant de semences chaulées avec l'acide arsénieux. Des expériences, répétées à plusieurs reprises, en variant les modes de traitement et en opérant toujours sur 2 kilogrammes de blé au moins, n'ont pas pu faire trouver la moindre trace d'arsenic dans ces grains.

Quant au blé qui a été chaulé avec le sulfate de cuivre, M. Girardin affirme qu'il donne des semences dans lesquelles il y a toujours une proportion de cuivre très-sensible.

BARRAL. — **Recherches sur le tabac.**

M. Barral a présenté à l'Académie des sciences (2) un mémoire sur la composition des feuilles de tabac et celle des diverses matières qu'elles contiennent. Ce travail renferme des indications détaillées sur les quantités de cendres contenues dans les tiges, les côtes, les feuilles et les graines de cette plante.

M. Liebig avait énoncé ce principe que, dans la même plante, suivant les circonstances, une base pouvait remplacer son équivalent d'une base différente mais analogue. Les expériences de M. Barral ne confirment pas ce principe.

Les racines de tabac contiennent une proportion de silice énorme, au moins huit fois plus grande que toutes les autres parties de la plante. La proportion des cendres en général

(1) *Comptes rendus de l'Académie*, t. XXI, p. 1332.

(2) *Ibid.*, p. 1374.



s'élève jusqu'à 23 pour 100 dans les feuilles, tandis qu'elle n'est que de 7 pour les racines, 10 pour les tiges et 4 pour les graines.

De même que le tabac est la plante qui renferme la plus grande quantité de cendres, c'est aussi celle qui, de toutes les plantes analysées jusqu'à ce jour, contient le plus d'azote. Les feuilles en renferment jusqu'à 6 pour 100.

Le jus qu'on obtient en laissant les feuilles de tabac en digestion avec l'eau, est fort acide et contient un acide qui cristallise dans le vide, en lamelles micacées, solubles dans l'eau, et donne avec les alcalis des sels cristallisables.

Cet *acide nicotique* renferme

$$[C^8H^4O^4]$$

Dans les sels de plomb et d'argent, on trouve

$$[C^8(H^2Pb^2)O^4] \text{ et } [C^8(H^2Ag^2)O^4]$$

Cet acide a une grande tendance à donner des sels à deux bases. Il se décompose par la chaleur et l'acide sulfurique, en acide carbonique et en acide acétique :

$$C^8H^4O^4 = CO^2 + C^2H^4O^2.$$

Cette réaction indique que le nouvel acide est l'homologue de l'acide oxalique; il est à l'acide métacétonique ce que l'acide oxalique est à l'acide acétique (1).

L'essence de tabac ou *nicotianine* est azotée; elle donne de la nicotine par sa distillation avec la potasse (2). M. Barral y a trouvé :

Carbone. . . .	71,52
Hydrogène. . .	8,23
Azote.	7,12
Oxygène. . . .	13,13
	100,00

Il n'en donne pas de formule.

---

(1) En appliquant la même réaction à d'autres homologues de l'acide oxalique, on pourrait obtenir les acides unibasiques RO^2 correspondants. Ainsi avec l'acide succinique $C^4H^6O^4$ on aurait peut-être l'acide métacétonique; avec l'acide subérique $C^8H^{14}O^4$, l'acide œnanthylique; avec l'acide pimélique $C^7H^{12}O^4$, l'acide caproïque, etc C. G.

(2) En parlant de la production de la quinoléine par la quinine et la

E. KOPP. — Acide cinnamique et dérivés.

Les recherches de M. Émile Kopp (1) complètent l'histoire de l'acide cinnamique et de quelques congénères.

L'acide qui a servi à ces recherches avait été extrait du baume du Pérou, au moyen d'un lait de chaux.

Le *cinnamate de chaux* se dépose d'une solution saturée à l'ébullition, en masses cristallines assez légères. Il est très-soluble dans l'eau bouillante et peu soluble dans l'eau froide. Il renferme

$$C^9(H^7Ca)O^2 + aq.$$

L'eau de cristallisation se dégage en majeure partie à 140°.

Les dernières eaux mères de ce sel, provenant du traitement du baume du Pérou par la chaux, ont fourni un sel cristallisé en demi-sphères radiées, formées de petites aiguilles brillantes.

Selon les observations de M. E. Kopp, l'acide cinnamique pur, fond à 129° C.; il bout entre 300 et 304°. Sa densité à l'état solide est de 1,245.

M. Plantamour avait obtenu avec la cinnaméine et l'alcool, un liquide bouillant à 205° et qu'il avait considéré comme de l'*éther cinnamique* (cinnalcool normal G.). Comme celui-ci ne bout qu'à 262°, il est probable, suivant M. E. Kopp, que le liquide de M. Plantamour n'était point de l'éther cinnamique.

L'*éther cinnamique de l'esprit-de-bois* (cinnaméthol normal G.) est une huile incolore, d'une odeur aromatique agréable. Sa densité a été trouvée de 1,106; son point d'ébullition est à 241°.

Le *cinnamate de cuivre* s'obtient facilement en mélangeant des solutions chaudes de cinnamate d'ammoniaque et de sulfate de cuivre. C'est une poudre non cristalline d'un blanc bleuâtre, retenant encore une quantité d'eau assez notable, dont on ne peut presque pas enlever les dernières portions sans que le sel s'altère.

---

potasse, j'ai dit (*Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1845, p. 30) que cette réaction permettait de soupçonner que la nicotine ne préexistait pas toute formée dans le tabac, mais était un produit de décomposition auquel la potasse avait donné naissance. Les expériences de M. Barral viennent confirmer cette supposition. C. G.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, p. 1376.

A la distillation sèche, il donne, au commencement, un mélange de CO^2 et de CO dans le rapport de 3 : 1 ; plus tard il ne dégage que de l'acide carbonique, de l'acide cinnamique et du cinnamène C^8H^8, et il reste du cuivre métallique.

Les expériences de M. E Kopp constatent l'identité chimique du *cinnamène* et du styrole ou huile du styrax (1). Aux renseignements que nous avons, M. Cahours et moi, donnés sur le cinnamène, M. E. Kopp ajoute les suivants. Il ne se solidifie pas dans un mélange de glace et de sel ; il se dissout parfaitement dans l'alcool, l'éther, les huiles essentielles et le sulfure de carbone. Versé goutte à goutte dans l'acide nitrique fumant, il s'y dissout avec dégagement de vapeurs rouges ; l'eau précipite de la solution une résine jaune, qui par une distillation ménagée fournit des cristaux de nitrostyrole ou *cinnamène nitrique*, doués de l'odeur de cannelle si caractéristique. Bouilli sur un excès d'acide nitrique, le cinnamène fournit de l'acide nitrobenzoïque. Distillé avec de l'acide chromique étendu, il donne des cristaux d'acide benzoïque.

M. E. Kopp a aussi reconnu l'identité du *bromure de cinnamène* (cinnamilène bibromé G.) avec le bromostyrole. Ce corps possède une odeur particulière qui n'est pas désagréable, mais qui réagit peu à peu sur les yeux en provoquant le larmoiement. Il fond à 67° ; refroidi il reste souvent liquide jusqu'à 30°, mais par la moindre agitation il se prend alors en masse cristalline. Son point d'ébullition est supérieur à 200°. On peut le distiller presque complétement sans qu'il s'altère.

En distillant aux quatre cinquièmes du cinnamène très-pur, et laissant refroidir le résidu de la cornue, M. E. Kopp a eu occasion d'observer, dans deux expériences, que le liquide restant était devenu visqueux et de la consistance d'une huile épaisse ; ce produit, soumis à une nouvelle distillation, a donné de nouveau du cinnamène entièrement fluide. Cependant il n'est jamais parvenu à solidifier complétement le cinnamène comme MM. Blyth et Hofmann l'ont fait avec l'huile du styrax.

(1) Voyez à ce sujet *Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1845, p. 93.



Chimie.

Mémoire sur un nouveau mode de dosage du cuivre; par M. J. Pelouze.

L'or et l'argent sont, jusqu'à présent, les seuls métaux dont la détermination puisse être faite par des procédés tout à la fois rapides et exacts. Les méthodes, d'ailleurs très-diverses, appliquées au dosage des autres métaux sont assurément fort bonnes dans la plupart des cas, mais elles sont sujettes à divers inconvénients, dont les principaux consistent surtout dans la longueur des opérations et la délicatesse des méthodes sur lesquelles leur appréciation est fondée. Il résulte de cet état de choses une lacune dans l'histoire des alliages les plus importants.

Les transactions dont les métaux sont l'objet exigent de l'analyse un résultat qui puisse être obtenu avec une grande rapidité. C'est, pour le commerce et l'industrie, une condition en quelque sorte indispensable. La question de temps domine souvent toutes les autres, et telle analyse qui serait très-utile si elle pouvait être faite rapidement, perd son intérêt si le résultat doit être ajourné. Ce que je dis de la trop longue durée d'une opération analytique ne s'applique pas seulement au commerce et aux exploitations métallurgiques; il est facile de prévoir que la même observation s'adresse aux établissements quelconques dans lesquels on opère sur des fontes considérables et fréquemment répétées.

Je choisirai des exemples de la vérité de cette assertion dans les opérations des hôtels des monnaies et des fonderies de canons. Le premier de ces exemples sera d'autant mieux choisi que la question de la refonte des monnaies décimales en cuivre ou en bronze est actuellement agitée.

Les médailles de bronze doivent être au titre légal de 950 de cuivre, et la loi accorde une tolérance de 20 millièmes; elles renferment de l'étain et une très-petite quantité de zinc. Elles ne sont pas analysées; on se borne à constater qu'elles contiennent du cuivre et de l'étain, puis on les essaye sur une pierre de

touche, en prenant pour terme de comparaison des alliages mathématiques au titre même imposé par les règlements monétaires. La comparaison des traces laissées sur la pierre de touche donne le titre des médailles. Mais ce mode d'opérer est loin d'être exact, car il suffit d'une différence dans la nature et la proportion des métaux autres que le cuivre, pour que toute comparaison avec la touche normale cesse de pouvoir être faite.

En ce qui concerne l'alliage des bouches à feu, on peut signaler des inconvénients du même ordre. Comme pour les monnaies et les médailles, il est, sinon impossible, au moins très-difficile de multiplier des analyses dont les résultats seraient pourtant du plus haut intérêt. Aussi les liquations qui ont lieu pendant le refroidissement des canons, et qui sont considérables, surtout pour les pièces de gros calibre dont le refroidissement est plus lent, ces liquations n'ont-elles pas été examinées avec tout le soin que réclame un objet aussi important.

Les cuivres qui servent aux alliages sont loin d'être toujours purs, et il en résulte des variations fréquentes dans la composition du bronze des canons.

Il suffira des observations qui précèdent pour montrer combien pourrait être utile un procédé qui joindrait une grande précision à une exécution rapide. Un tel procédé permettrait, entre autres choses, d'assimiler, quant au titre, les médailles et les monnaies de cuivre ou de bronze à celles d'or et d'argent, et ajouterait nécessairement une difficulté de plus à l'altération des monnaies. D'un autre côté, il deviendrait beaucoup plus facile, dans les fonderies de canons du gouvernement, d'essayer les alliages, alors même qu'ils sont en pleine fusion, et d'ajouter sur-le-champ à la masse des proportions de cuivre ou d'étain, telles qu'il les faudrait pour constituer l'alliage que l'expérience indiquerait comme le meilleur pour la confection des bouches à feu de tel ou tel calibre.

Placé, comme essayeur des monnaies, dans une position où je puis apprécier chaque jour l'extrême importance, l'exactitude et la rapidité de la méthode d'analyse des alliages d'argent dont on doit la découverte à M. Gay-Lussac ; connaissant d'ailleurs tous les avantages que les arts ont retirés des liqueurs normales si souvent introduites dans les ateliers par ce célèbre chimiste,

j'ai cherché à doser le cuivre par des procédés plus ou moins semblables à ceux de la *voie humide*, persuadé qu'après l'or et l'argent, il n'y a pas de métal dont la détermination soit plus importante, car il entre dans la plupart des alliages les plus employés.

Je suis parvenu à ce résultat de plusieurs manières différentes, fondées principalement sur les phénomènes de précipitation et de décoloration simultanées.

Les chimistes ont pu apprécier l'habileté avec laquelle M. Barreswil a su employer la dissolution de cuivre dans l'acide tartrique et la potasse pour résoudre une question très-importante et très-difficile d'analyse organique, celle du dosage des sucres. J'avais d'abord espéré qu'en modifiant le sucre de canne par les acides, je pourrais en faire des liqueurs titrées avec lesquelles je chercherais à apprécier les proportions de cuivre renfermées dans un alliage, en traitant celui-ci successivement par l'acide nitrique, l'acide tartrique et la potasse; mais, après de longues recherches, j'ai dû abandonner ce procédé : les approximations, quelquefois très-satisfaisantes, s'écartaient cependant souvent de 3, 4 et 5 centièmes des proportions réelles du cuivre, sans que j'en pusse connaître la cause. Toutefois, en substituant au sucre modifié par les acides une dissolution titrée de protochlorure d'étain, je suis parvenu à des résultats beaucoup plus exacts.

Voici en quoi consiste cette seconde méthode :

Je dissous un poids donné de cuivre, 1 gramme par exemple, dans de l'acide nitrique; j'ajoute successivement à la liqueur des dissolutions d'acide tartrique et de potasse caustique; j'obtiens de la sorte une dissolution d'un bleu très-intense, dans laquelle je verse, pendant qu'elle est bouillante, une dissolution étendue de protochlorure d'étain. Le protoxyde d'étain éliminé par l'alcali absorbe la moitié de l'oxygène de l'oxyde de cuivre, et précipite ce métal à l'état de protoxyde insoluble. La décoloration de la liqueur devient l'indice de la fin de l'expérience.

L'étain, le zinc, le plomb, l'arsenic, l'antimoine, qui peuvent se trouver dans les alliages de cuivre, n'altèrent point la réaction précédente. Ils forment des oxydes ou des acides qui restent en dissolution dans la potasse, de telle sorte que, s'il a fallu, pour précipiter 1 gramme de cuivre pur, 30 centimètres cubes de dis-

solution normale d'étain, un pareil nombre de divisions de la burette représentera un poids semblable de cuivre dans ces divers alliages (1).

L'autre procédé, celui auquel je m'arrête, est fondé, comme je l'ai dit, sur le même principe; mais la dissolution du cuivre a lieu au sein de l'ammoniaque, qui en exalte beaucoup plus la couleur que l'acide tartrique et la potasse. Au protochlorure d'étain, je substitue les monosulfures alcalins, et particulièrement celui de sodium (hydrosulfate de soude cristallisé et incolore) qu'on trouve dans le commerce.

Voici comment on opère :

On dissout 1 gramme de cuivre bien pur dans 7 à 8 centimètres cubes d'acide nitrique du commerce, on étend la dissolution d'un peu d'eau, et l'on y verse un excès d'ammoniaque (20 à 25 centimètres cubes). On a de la sorte une dissolution d'un bleu très-intense.

D'un autre côté, on dissout dans l'eau du sulfure de sodium (cette dissolution peut varier de titre sans aucun inconvénient; on en mettra, par exemple, 110 grammes dans 1 litre d'eau distillée), on l'introduit dans une burette graduée et divisée en dixièmes de centimètres cubes, on porte la liqueur ammoniacale à l'ébullition, et l'on y ajoute peu à peu la liqueur sulfureuse. Nous supposerons qu'il en ait fallu 31 centimètres cubes pour décolorer 1 gramme de cuivre, et nous aurons ainsi une liqueur normale d'un titre connu.

On dissout ensuite, dans l'acide nitrique ou dans l'eau régale, un poids connu, par exemple 1gr.100 de l'alliage qu'il s'agit d'analyser; on sursature la dissolution avec de l'ammoniaque, on la porte à l'ébullition, et l'on y verse, jusqu'à décoloration, la liqueur précédemment titrée de sulfure de sodium, en ayant soin d'ajouter de temps en temps de l'ammoniaque étendue, afin de remplacer celle qui s'évapore. L'affaiblissement de la teinte bleue indique facilement à l'opérateur que la fin de l'expérience est plus ou moins prochaine, et il a soin

(1) Je me propose de revenir avec plus de détail sur ce procédé et de voir s'il est applicable dans le cas où le cuivre est allié au cobalt ou au nickel.

de verser goutte à goutte les dernières portions de sulfure (1).

Quand il juge que l'opération est finie, il lit sur la burette le nombre de divisions qu'il a fallu employer pour la décoloration. S'il lui en a fallu 31, c'est qu'il y a dans 1gr,100 de l'alliage 1 gramme de cuivre; s'il en a employé 24,8, en divisant ce nombre par 31 et le quotient par 1,100, on a $\frac{727}{1000}$ pour le titre de l'alliage, etc. (2).

Ce mode d'opérer suffit dans la plupart des cas, il ne comporte pas une erreur de plus de 5 à 6 millièmes; mais on arrive à une exactitude beaucoup plus grande encore, en achevant la décoloration de la liqueur bleue avec une dissolution très faible de sulfure, avec une liqueur renfermant, par exemple, par centimètre cube la quantité de sulfure nécessaire pour précipiter 2 milligrammes de cuivre. A cet égard, j'ai suivi les instructions recommandées par M. Gay-Lussac pour l'analyse des alliages d'argent par la voie humide, et je dois déclarer que j'ai beaucoup emprunté à mon illustre maître.

Il fallait s'assurer que la présence des métaux qu'on trouve ordinairement alliés au cuivre n'apporte aucune perturbation dans le dosage de celui-ci. A cet égard, j'ai fait des expériences nombreuses qui m'ont conduit aux résultats les plus satisfaisants.

J'ai ajouté à des poids connus de cuivre bien pur des proportions variables d'étain, de zinc, de cadmium, de plomb, d'antimoine, de fer, d'arsenic, de bismuth, et j'ai constamment retrouvé les quantités de cuivre pesées, à 2 ou 3 millièmes près. J'ai prié un grand nombre de chimistes de répéter ces expériences sur des quantités de cuivre très-diverses mêlées aux métaux précédents et dont les poids leur était inconnus, et toujours ils ont accusé à quelques millièmes près les proportions du cuivre.

Des élèves mêmes, exercés depuis à peine quelques mois aux

(1) Pour empêcher la sulfatisation du sulfure de cuivre qui adhère à la paroi supérieure du matras on le fait tomber avec une pitette contenant de l'eau ammoniacale. Le sulfure tombe rapidement au fond du liquide qui intercepte de la sorte son contact avec l'air. C'est surtout à la fin de l'expérience que ce lavage est important.

(2) La liqueur ammoniacale de laquelle on vient de précipiter le cuivre, ne reste incolore que peu de temps; elle bleuit peu à peu, parce que le sulfure de cuivre absorbe de l'oxygène et se transforme en sulfate.



manipulations chimiques, ont fait des analyses également exactes. Je cite cette circonstance pour montrer que le nouveau procédé passera facilement dans la pratique. Je la cite aussi parce que je crois très-instructive et très-bonne cette manière de procéder avec des corps purs dont la proportion est inconnue de la personne qui opère.

Il m'aurait suffi des expériences dont je viens de parler pour juger de l'exactitude de mon procédé; mais j'ai trouvé un second moyen de démontrer que les métaux cités précédemment ne sont pas atteints par le sulfure de sodium tant qu'il reste une trace de cuivre à précipiter. En effet, quant on met en contact avec une dissolution de nitrate de cuivre ammoniacal les sulfures de zinc, de cadmium, d'étain, de plomb, de bismuth et d'antimoine, ils la décolorent, les uns à froid, les autres à chaud, et cela prouve d'une manière évidente que ces sulfures ne peuvent se produire et exister, si ce n'est peut-être, pour un instant, en présence de la dissolution de cuivre. Leur formation postérieure à cette décoloration est sans nulle influence sur le résultat de l'analyse, puisqu'on juge de la fin de celle-ci par la décoloration des liqueurs, sans avoir égard aux précipités qui peuvent se former ultérieurement. Si l'on veut y prêter quelque attention, ce ne peut être que dans le but d'obtenir quelques renseignements sur la nature des métaux qui accompagnent le cuivre. C'est ainsi que, si l'alliage est formé de cuivre, de plomb, d'étain et de zinc, on reconnaîtra facilement la présence du zinc par le précipité blanc qui succède au précipité noir de sulfure de cuivre, le plomb et l'étain étant précipités tout d'abord par l'ammoniaque même. Il y a plus; j'espère parvenir à doser le zinc lui-même par le volume de la dissolution de sulfure qu'il faudra employer pour précipiter ce métal à compter du moment de la décoloration du cuivre.

Le cadmium, comme le zinc, commence à se précipiter de la manière la plus nette aussitôt après le cuivre. Au moment même où l'on observe que la liqueur vient d'être décolorée, si l'on continue l'addition du sulfure, on voit se former un beau précipité jaune pur de sulfure de cadmium.

J'ai cité un nombre considérable de métaux dont la présence n'empêche pas l'exécution du nouveau procédé, et ce sont heu-

reusement ceux qui se rencontrent le plus souvent dans les cuivres impurs du commerce, ou dans les alliages ou les minerais de cuivre. Il est évident que le cobalt et le nickel produisant des oxydes solubles dans l'ammoniaque qu'ils colorent, empêcheraient le nouveau procédé d'être applicable : quant à l'argent, sa présence n'est pas un obstacle à l'emploi du procédé ; seulement, après avoir dissous l'alliage dans l'acide nitrique, il faut précipiter l'argent par un excès d'acide chlorhydrique et laver le chlorure sur un filtre. La liqueur et les eaux de lavage sont employées pour le dosage du cuivre. En dosant l'argent par la voie humide, et le cuivre par le nouveau procédé, on retrouve facilement, à 2 ou 3 millièmes près, les proportions des deux métaux.

L'étain, que l'on rencontre souvent dans les alliages de cuivre, se trouve dans le nitrate de cuivre ammoniacal, à l'état d'acide stannique. Cet acide se maintient pendant longtemps en suspension, et il arrive quelquefois qu'il retient une faible proportion de sulfure de cuivre qui le colore. Dans tous les cas, il s'oppose à la transparence de la liqueur, et il est difficile de juger de la fin de la décoloration. J'ai trouvé un moyen certain d'obvier à cet inconvénient ; j'avais remarqué, en opérant sur des alliages de cuivre, d'étain et de plomb, que ce dernier métal, lorsqu'on le précipitait à l'état d'oxyde par l'ammoniaque, entraînait avec lui l'acide stannique avec lequel sans doute il se combine, et que les liqueurs s'éclaircissaient dès lors avec une grande régularité. J'ai profité de cette remarque, sans laquelle les deux ou trois derniers centièmes de cuivre auraient été difficilement appréciés, et j'ajoute à tous les essais d'alliages de cuivre et d'étain ou d'antimoine une dissolution de nitrate de plomb préparée d'avance. Il suffit, pour l'éclaircissement de toutes les liqueurs, d'ajouter 1 centimètre cube de dissolution renfermant 1 décigramme de plomb.

Une autre observation que j'ai faite rectifie une erreur propagée dans tous les traités de chimie. On croyait que le précipité, préparé en versant un sulfure soluble dans une dissolution chaude d'un sel de cuivre, était un bisulfure ; mais c'est une combinaison de sulfure et d'oxyde de cuivre, un oxysulfure formé de 5 équivalents de sulfure et de 1 équivalent d'oxyde. J'ai été conduit à l'examiner, en remarquant qu'il faut beaucoup plus de sulfure de sodium à la température ordinaire

qu'au point d'ébullition des liqueurs pour précipiter le même poids de nitrate de cuivre ammoniacal, et qu'une dissolution de cuivre se décolore en la faisant bouillir avec le précipité de bisulfure qu'elle surnage ; ce qui s'explique par la combinaison du sulfure avec de l'oxyde de cuivre.

Indépendamment de l'analyse que j'ai faite de cette nouvelle combinaison, j'ai remarqué que du bisulfure de cuivre bien lavé, bouilli avec du sulfate de cuivre, enlève l'oxyde à ce sel, et ne laisse plus dans l'eau que de l'acide sulfurique libre et pur.

On a vu quel parti il m'a été possible de tirer de la propriété que présente l'ammoniaque, de rehausser, avec une si grande intensité, la couleur bleue des sels de cuivre ; on sait que cette réaction est une des plus caractéristiques pour le cuivre ; mais j'ai trouvé, dans l'emploi de l'ammoniaque, une propriété beaucoup plus importante encore, et sans laquelle il eût peut être été impossible de doser le cuivre avec des liqueurs titrées de sulfure alcalin : c'est qu'elle empêche les sels de cuivre d'être précipités par les hyposulfites. On sait que ces derniers sels se rencontrent presque toujours dans les sulfures alcalins, et qu'ils se produisent d'ailleurs par le contact de l'air avec ces sortes de sulfures. Or, ils y existent ou ils s'y forment dans des proportions inconnues, et susceptibles d'ailleurs de changer à chaque instant, et l'on sait qu'ils décomposent les sels de cuivre, neutres ou acides, en produisant un précipité de sulfure de cuivre ; mais l'ammoniaque s'oppose à cette décomposition ; non-seulement elle empêche les hyposulfites d'altérer les dissolutions de cuivre, mais elle présente la même propriété relativement aux sulfites et aux sulfhyposulfates. Lorsque enfin elle est en proportions convenables, elle empêche également la précipitation des mêmes sels par les carbonates et par les oxydes alcalins. Ces circonstances sont d'autant plus importantes, que tous ces corps se rencontrent, ou peuvent se rencontrer souvent dans les sulfures solubles.

Le titre d'une dissolution de sulfure de sodium s'affaiblit par le contact de l'air ; mais cette altération est fort lente, et il est même inutile de changer la liqueur tant qu'il en reste dans le flacon où l'on en a préparé une provision. La seule précaution à employer, et elle s'applique d'ailleurs à toutes les dissolutions

normales, consiste, toutes les fois qu'on a à faire des essais de cuivre, à déterminer le titre actuel du sulfure avec un poids connu de cuivre bien pur. On trouve facilement, dans le commerce, des plaques d'un tel cuivre obtenu par la galvanoplastie, et qui sont destinées à des épreuves daguerriennes.

Dans un mémoire que j'aurai bientôt l'honneur de présenter à l'Académie, je me propose de développer davantage la nouvelle méthode de dosage du cuivre que je viens de faire connaître; j'indiquerai les applications très-diverses dont elle me paraît susceptible; j'y joindrai le tableau de la composition d'un grand nombre de monnaies et de médailles fabriquées en France. Déjà je suis en mesure d'affirmer que cette méthode, appliquée à l'analyse des minerais de cuivre, donne des résultats de la plus grande exactitude. Son exécution est d'ailleurs si simple et si rapide, que je ne doute pas que bientôt on dosera le cuivre sur les lieux mêmes d'exploitation de ce métal. Si je ne m'abuse, ce nouveau mode d'essai du cuivre rendra des services réels à l'administration des monnaies, aux fonderies du gouvernement et aux usines.

J'ajouterai encore un mot en terminant. Deux jeunes chimistes qui travaillent dans mon laboratoire ont entrepris de doser le plomb avec des liqueurs normales; leurs travaux sont déjà assez avancés pour faire espérer une solution satisfaisante.

J'ai dit que le zinc pourra sans doute être dosé par des dissolutions titrées de sulfure de sodium. Si ces espérances se réalisent, il faudra ajouter, à l'or, à l'argent, et maintenant au cuivre, le dosage exact, rapide, et en quelque sorte industriel, du zinc, du plomb et du fer.

De la nutrition dans l'œuf.

Par MM. Prévost, Dr, et A. Morin, Ph. à Genève;

(lu à la soc. de Ph. et d'H. N. en Décembre 1845.)

La note que nous publions ici a pour objet d'examiner:

1° Si durant l'incubation d'un œuf, une partie de sa coquille se délite et se porte sur la membrane subjacente, comme une in-

spection superficielle semblerait l'indiquer, pour de là fournir à l'embryon les substances terreuses qu'il contient.

2° Si le corps gras de l'embryotrophe, durant cette même période, subit des variations et dans quelle proportion.

Nous avons étudié successivement l'œuf de poule depuis le moment de la mise en incubation jusqu'au terme de son développement et répartissant ce temps en trois périodes égales, notre examen a plus spécialement porté sur des œufs non couvés et sur ceux de sept, de quatorze et de vingt-et-un jours. Les tableaux suivants et leur explication montreront la marche que nous avons suivie. L'extraction des substances huileuses ayant été opérée par l'éther, la matière visqueuse dont M. Gobley a fait connaître la nature, est comprise dans celles que nous avons désignées d'une manière générale sous le nom de corps gras.

De l'œuf avant l'incubation. — 6 jours d'exposition à l'air.

	Avec coquille et membrane.		Coquille et membrane.		Intérieur de l'œuf sans coquille ni membrane de la coquille. Le poids de la membrane — 0 gr. 64.		
					Poids primitif net.	Poids après 6 jours d'exposition à l'air.	Différence ou évaporation dans la coquille.
	gram.		gram.				
A. . .	46,37	—	4,42	=	41,95	»	»
B. . .	49,55	—	5,512	=	44,038	43,698	0,34
C. . .	49,75	—	5,542	=	44,208	43,798	0,41
D. . .	58,5	—	5,75	=	51,75	»	»
					182,946		

	Évaporation pendant la mise en expérience.	Blanc.		Jaune, compris le corps gras.		Jaune sec sans corps gras.	Corps gras et matière visqueuse.
		Frais.	Sec.	Frais.	Sec.		
	gram.						
A. . .	2,173	24,465		15,56			
B. . .	0,975	27,41		15,655			
C. . .	0,973	27,13		16,105			
D. . .	3,643	30,132		18,975			
		109,137	15,09	66,295	34,78	15,166	19,614

Avant la mise en incubation la totalité du corps gras réside dans le jaune, il n'y en a que des traces dans le blanc.

100 parties intérieures de l'œuf contiennent donc 10,72 de graisse et perdent par l'exposition à l'air 0,85 d'eau, tandis que

l'incubation produit dans le même temps une réduction de poids de 5,3 comme le prouvent les expériences suivantes.

Le blanc ne contient que 13,8 pour 100 d'albumine sèche. Le jaune, abstraction faite du corps gras, renferme 32 pour 100 de matière sèche. En conséquence, 100 parties de l'intérieur de l'œuf sont formées de :

10,72 de corps gras, en y comprenant la matière visqueuse.

16,53 de substances solides sans graisse { 8,36 dans le jaune. 8,19 dans le blanc.

72,75 d'eau.

De l'œuf au 7e jour d'incubation.

	Avec coquille et membrane.		Coquille et membrane.		Intérieur de l'œuf sans coquille ni membrane. La membrane estimée fraîche 0,04. Poids primitif net.	Poids au 7e jour.	Différence.
A. .	58,4	—	5,2	=	53,2	50,3	2,9
B. .	52,7	—	5,05	=	47,65	45,95	1,7
C. .	47,7	—	4,4	=	43,3	40,5	2,8
D. .	48,5	—	5,5	=	43,0	40,5	2,5
					187,15	177,25	9,9

	Blanc.		Jaune liquide.		Jaune épais.		Membranes.		Fœtus.		Amnios.	
	Frais.	Sec.	Frais.	Sec.	Frais.	Sec.	Fraic.	Séc.	Frais.	Sec.	Frais.	Sec.
A. .	10,80		17,35		10,30		2,45		0,75		1,90	
B. .	9,50		17,60		7,00		1,67		0,65		2,00	
C. .	11,30		15,30		10,00		0,87		0,79		1,50	
D. .	9,20		14,70		10,95		1,52		0,82		2,00	
	40,80	14,24	64,95	2,85	38,25	6,34	6,51	0,99	3,01	0,21	7,40	0,1

Le poids des parties intérieures des œufs prises séparément est inférieur à celui de ces mêmes parties estimées avant l'ouverture des œufs, déduction faite de celui de la coquille et de la membrane dont elle est revêtue. Cette différence tient ou à l'évaporation pendant la mise en expérience ou à une légère perte du liquide de l'amnios. Cette différence s'est élevée pour chaque œuf à :

	6,75	pour	l'œuf	A.
	7,649	—	—	B.
	0,72	—	—	C.
	1,31	—	—	D.
Total. . .	16,429			

Prises dans cet état de dessiccation partielle, les parties intérieures des quatre œufs réunies ont fourni les résultats suivants :

	Matière sèche.	Eau.	Corps gras.
Blanc.	14,24	25,615	0,945
Jaune liquide. . .	2,85	57,67	4,330
Jaune épais. . . .	6,34	21,329	10,582
Membranes. . . .	0.99	4,92	0,600
Fœtus.	0,21	2,76	0,040
Amnios.	0,10	7,264	0,036
	24,73	119,558	16,533
Eau évaporée. . . .		16.429	
Eau totale.		135,687	

100 des parties intérieures de l'œuf ont été réduites à 94,7 au septième jour, ce qui correspond à 5,3 pour l'évaporation pendant les sept jours d'incubation.

16,533 de corps gras représentent 9,32 pour 100 des parties intérieures au septième jour de développement de l'œuf.

100 parties sont en conséquence formées de :

9,32 de corps gras.
13,94 de substances sèches sans graisse. . . { 8,00 dans le blanc. 5,94 dans le reste de l'œuf.
76,74 d'eau.

On trouve encore qu'indépendamment de la graisse,

100	de blanc d'œuf	contiennent	34 9	d'albumine sèche.
»	de jaune épais	»	16,5	de substance sèche.
»	de jaune liquide	»	4.4	»
»	de membranes	»	2,0	»
»	de fœtus	»	6,7	»
»	de liquide amniotique	»	1,3	»

En rapprochant ces résultats de ceux obtenus avec les œufs non couvés, on voit que la proportion des corps gras a un peu diminué, que les substances solides ont éprouvé une réduction un peu plus forte, que l'eau a augmenté et qu'en même temps le poids total a été réduit. Ce blanc a cédé une partie de son eau au jaune et aux organes qui se sont développés. En échange, il a reçu une petite quantité de graisse.

De l'œuf au 14ᵉ *jour d'incubation.* — Le jaune et le blanc de l'œuf A n'ont pas exercé d'action sur les papiers réactifs. La membrane de la coquille a rougi légèrement celui de tournesol; la membrane du jaune et l'intérieur du fœtus l'ont rougi en quelques heures. L'amnios avait aussi une réaction acide due ou au développement d'acide lactique ou à la présence d'acide urique.

Les œufs B et C ont offert les mêmes réactions, à l'exception de l'amnios qui n'a pas rougi le papier de tournesol.

	Poids avec coquille et membrane.		Coquille et membrane.		Intérieur de l'œuf sans coquille ni membrane. La membrane estimée fraîche 0,04.		
					Poids primitif net.	Poids au 14ᵉ jour.	Différence.
A. .	63,8	—	4,76	=	59,04	54,24	4,8
B. .	60,8	—	5,43	=	55,37	51,07	4,3
C. .	70,5	—	6,2	=	64,3	58,1	6,2
					178,71	163,41	15,3

	Blanc.	Jaune épais et liquide.	Membranes du jaune et du fœtus avec un peu de liquide.	Fœtus.	Amnios.	Dessiccation pendant la mise en expérience.		Poids total des parties internes.
A. .	11,0	15,3	7,9	6,9	7,1	6,04	=	54,24
B. .	8,5	15,4	6,9	5,8	10,9	3,57	=	51,07
C. .	10,0	19,2	8,2	6,7	7,1	6,9	=	58,1

Les parties intérieures de ces œufs ont perdu, jusqu'au quatorzième jour d'incubation, 8,21 pour 100 de leur poids, qui s'est trouvé réduit de 100 à 91,79. Elles ont fourni les résultats suivants.

	Matière sèche.	Eau.	Corps gras.
Blanc.	12,73	16,32	0,45
Jaune.	9,65	28,35	11,90
Membranes. . . .	2,10	17,92	2,98
Fœtus.	1,54	19,64	0,22
Amnios.	0,37	23,35	0,01
	26,39	105,58	15,56
Eau évaporée. . . .		16,51	
Eau totale.		122,09	

En conséquence, 100 parties au 14e jour sont formées de :

9,48 de corps gras.
16,09 de matières solides la graisse non comprise. . . . . . . { 7,7 dans le blanc. / 8,39 dans le reste de l'œuf.
74,43 d'eau.

On trouve encore qu'abstraction faite de la graisse,

100	de blanc d'œuf	contiennent	33	d'albumine sèche.
»	de jaune	»	19,3	de substances sèches.
»	de membranes	»	9,1	»
»	de fœtus	»	7,2	»
»	d'amnios	»	1,4	»

Le travail de l'incubation ne paraît pas apporter de changement important dans les proportions relatives des corps gras et des substances solides entre le 7e et le 14e jour ; mais il y a épaississement du jaune, le fœtus et surtout les membranes prennent plus de consistance. A cette époque tous les viscères sont formés ; il y a cerveau, foie considérable, bile et sang ; le fœtus a des os, mais très-mous. Le blanc, épaissi à la fin de la première semaine, conserve le même état pendant la seconde.

De l'œuf au 21e jour d'incubation.

Le poulet renfermé dans l'*œuf A* est vivant, quoique ôté depuis vingt-quatre heures de dessous la couveuse. De l'albumine opaque et comme coagulée adhère aux membranes. Le jaune n'est pas encore rentré dans l'abdomen ; il est bigarré de jaune et de vert ; la membrane est couverte intérieurement de masses jaunes, et le jaune lui-même est verdâtre, transparent, parfaitement neutre, se desséchant à l'air avec une extrême rapidité. Il reste un peu de blanc en partie coagulé, sous forme membraneuse et conservant en partie l'apparence ordinaire. Le contenu de l'estomac n'est pas acide ; il n'y a pas de liquide amniotique.

Poulet B. Ventricule succenturier acide ; contenu du gésier acide ayant l'apparence de caséum ; vésicule du fiel renfermant de la bile d'un vert très-foncé et douée d'une grande amertume ; eaux amniotiques neutres et en petite quantité.

Poulet C, vivant et piaulant dans la coquille. Bourse du jaune dans l'abdomen ; point de blanc ; contenu du gésier et du

ventricule succenturier épais, coagulé, jaune et acide; point de liquide amniotique.

Poulet D, vivant. Bourse du jaune en partie rentrée dans l'abdomen; blanc en petite quantité et coagulé partiellement; contenu du gésier acide, blanc et coagulé, avec apparence de caséum; point de liquide amniotique.

Les membranes des jaunes sont enduites du tiers environ de leur poids du contenu très-visqueux qui se dessèche immédiatement à l'air.

Quelques parties de la membrane respiratoire et du chorion sont incrustées de petites concrétions dures au toucher, qui laissent un fort résidu terreux, à base calcaire, après la calcination. Ces membranes sont rouges et imprégnées de sang.

	Avec coquille et membrane.		Coquille et membrane.		Intérieur de l'œuf sans coquille ni membrane.		
					Poids primitif.	Poids au 21e jour.	Différence ou évaporation.
A. .	57,3	—	5,32	=	51,98	43,78	8,2
B. .	59,5	—	4,18	=	55,32	46,12	9,2
C. .	63,5	—	5,76	=	57,74	46,74	11,0
D. .	53,8	—	5,42	=	48,38	40,18	8,2
					213,42	176,82	36,6

	Blanc coagulé.	Blanc mou.	Jaune.	Membrane du jaune.	Membrane respiratoire et chorion.	Fœtus.	Amnios.	Dessic. pendant l'expér.		Poids total de l'intér.
A.	1,15	0,69	2,75	9,70	1,15	28,2	0,0	0,14	=	43,78
B.	0,00	0,0	6,92	4,93	1,87	24,0	3,93	4,47	=	46,12
C.	0,0	0,0	3,24	3,93	2,14	36,33	0,0	1,1	=	46,74
D.	1,08	0,0	4,81	4,69	1,83	26,5	0,0	1,27	=	40,18

Les parties intérieures de ces œufs ont perdu, pendant les 21 jours formant l'incubation complète, 17,16 p. 100 du poids primitif, qui s'est trouvé réduit de 100 à 82,84.

Dans cet état, elles ont fourni les résultats suivants :

	Matière sèche.	Eau.	Corps gras.
Jaune.	5,21	10,79	1,717
Membranes de jaune et blanc.	4,80	17,70	3,67
Membranes respiratoires, chorion et amnios. . .	0,42	10,492	0,008
Fœtus.	16,87	93,498	4,662
	27,30	132,48	10,057

Eau évaporée pendant l'expérience.	6,983
Eau totale.	139.463

En conséquence, 100 parties au 21[e] jour sont formées de :

5,68 de corps gras.			
15,44 de substances solides la graisse non comprise.	1/6	environ	dans le jaune.
	1/6	»	dans la membrane du jaune.
	4/6 ou 2/3	»	dans le fœtus.
78,88 d'eau.			

On trouve en outre, abstraction faite du corps gras, que

100 de jaune	contiennent	29	de substances sèches.
» de membrane du jaune	»	20,6	»
» de fœtus	»	14,6	»

Pendant la dernière période de l'incubation, la métamorphose des parties intérieures de l'œuf prend une très-grande activité. Le blanc disparaît presque entier; lorsqu'il en reste, il est tellement desséché que son apparence est celle de l'albumine coagulée; le jaune continue à s'épaissir, ce qui explique sa solidification presque instantanée lorsqu'il se trouve en contact avec l'air; les membranes deviennent plus denses et le fœtus prend plus de solidité; le corps gras éprouve une diminution notable; enfin le liquide amniotique est ou réabsorbé ou évaporé pendant les derniers jours du développement.

(*La suite au numéro prochain.*)

Sur les anomalies apparentes que présente la distillation du mercure; par M. Ch. Barreswil.

Dans une note présentée à l'Académie des sciences (séance du 28 avril 1845), M. Millon signale ce fait, suivant lui inexplicable, que l'addition de certains métaux étrangers, en quantité assez petite pour échapper à l'analyse, modifie la marche de la distillation du mercure.

Si l'on examine attentivement les expériences rapportées par l'auteur, on est frappé de cette circonstance, qu'il ne paraît pas avoir remarquée, que les métaux qui retardent l'évaporation du mercure sont oxydables, tandis que l'or, métal inoxy-

dable, ne jouit pas de cette propriété, et l'on est tenté de se faire une théorie fort simple de ces phénomènes. On est porté à admettre à priori, que le zinc et le plomb n'ont pas sur le mercure l'influence que M. Millon leur attribue, et que le retard qu'on remarque dans la distillation est dû à la production d'une couche mince d'oxyde qui se rassemble à la surface du bain et entrave l'évaporation. On comprend alors aisément qu'il suffit d'un millième, ou même d'un dix-millième du métal étranger pour que la distillation du mercure, pur ou allié, présente les différences les plus caractéristiques.

On peut, du reste, se convaincre par l'expérience que le mercure souillé d'un métal oxydable se recouvre, dès qu'on le chauffe à l'air, d'une couche mince formé par l'oxyde métallique mêlé de mercure très-divisé; or, l'auteur ne dit pas qu'il ait exclu l'air de ses appareils distillatoires; rien n'est d'ailleurs plus facile que de se convaincre de l'influence d'un corps étranger recouvrant la surface d'un liquide soumis à l'évaporation : on pourrait, dans ce but, imaginer mille moyens; je me suis arrêté au suivant :

J'ai convenablement placé, dans un grand bain d'huile, deux cornues semblables contenant toutes deux la même quantité d'eau. Dans l'une de ces deux cornues j'ai versé quelques gouttes d'huile, juste assez pour recouvrir la surface de l'eau d'une couche légère; puis, j'ai chauffé le bain jusqu'à ce que j'aie vu les dômes des cornues se tapisser de gouttelettes d'eau, et, à ce point, j'ai modéré la température. Au bout de deux heures, j'ai pesé l'eau fournie par l'une et l'autre cornue, et j'ai constaté que celle qui renfermait l'eau pure avait donné beaucoup plus d'eau distillée que celle qui contenait la petite quantité d'huile (dans le rapport de 4 : 1).

Ce fait et les considérations que j'ai exposées plus haut, permettent, je crois, de conclure que dans la distillation du mercure impur, les phénomènes remarqués par M. Millon ne sont pas dus à la présence des métaux, et qu'on ne saurait voir dans ces expériences, comme le pense l'auteur, des influences qui rappellent celles du graphite sur le fer dans l'acier.

Un autre phénomène qui paraît au premier abord très-singulier, mais rentre également, je crois, dans la classe des faits

bien connus, c'est que, tandis que, par suite de l'introduction du plomb ou du zinc dans le mercure, l'évaporation de ce métal est arrêtée, elle est accélérée sous l'influence de la moindre quantité de platine.

Il me semble que le platine agit ici de la même manière qu'au contact d'un liquide quelconque, et cela par une raison très-simple, savoir, que, dans le mercure comme dans les autres liquides, le platine est en suspension, mais non pas en dissolution ; si bien que, par une simple opération mécanique, par exemple en agitant avec de l'eau le mercure platinisé, on peut enlever le platine ; ce métal, mêlé à du mercure éteint, vient former à la surface du bain une pellicule épaisse qu'on peut faire disparaître en séchant le mercure et le portant à l'ébullition, et qu'on fait reparaître par l'agitation avec de l'eau. D'ailleurs, les phénomènes que présente le mercure platinisé peuvent être également produits par d'autres corps susceptibles, comme le platine, de se diviser dans le mercure. C'est ainsi qu'une trace de chlore donne à une quantité considérable de ce métal la propriété de s'attacher fortement au verre.

J'ai dit qu'il suffisait d'agiter le mercure avec de l'eau pour reconnaître la présence du platine. Cette simple opération peut également servir à constater dans le mercure la présence du plomb. A l'aide de ce réactif si simple, on peut retrouver des quantités de plomb qui échapperaient à tous les autres procédés analytiques. Il suffit d'agiter, pendant une minute, le mercure plombifère avec de l'eau pour que le plomb s'oxyde et se retrouve dans l'eau en flocons légers qui, par le repos, se rassemblent et peuvent être recueillis facilement. J'ajouterai que le mercure plombifère, agité dans l'air, se recouvre bientôt d'une poussière noire qui n'est autre chose que du mercure très-divisé éteint par de l'oxyde de plomb.

En résumé, si je ne me trompe, les faits cités dans cette note, et la discussion même du travail de M. Millon, expliquent nettement les anomalies que présente la distillation du mercure et dégagent ces phénomènes de tout ce qu'ils ont d'extraordinaire. (*Comptes rendus de l'Institut.*)

Note sur une série de phosphate de zinc et de cobalt.

Par F. Flores Domente, élève du laboratoire de M. Pelouze.

Tous les chimistes qui se sont occupés de l'analyse des minerais cobaltifères savent les difficultés que l'on éprouve à séparer le cobalt du zinc. En effet, ces métaux sont tous deux précipitables par les sulfures, les carbonates et les oxalates alcalins. Je ne connais guère que la potasse qui réagisse différemment sur l'un et l'autre métal, encore ce procédé, basé sur l'action de cet agent chimique, est-il long et peu exact, attendu qu'il est très-difficile de ne pas laisser un peu de zinc dans le cobalt, que le lavage est très-long, et l'on a toujours à craindre la présence de quelque matière organique qui retiendrait du cobalt en dissolution.

Frappé de ces inconvénients, je me suis demandé si l'on ne pourrait pas employer, pour la recherche quantitative de ces métaux, un réactif qui les précipitât successivement, *en laissant un point d'arrêt saisissable entre les deux précipitations*. C'est pour en faire l'expérience que j'ai tenté l'emploi du phosphate de soude, pensant que si le cobalt se précipitait avant le zinc, je pourrais facilement scinder l'opération, en mettant à profit cette différence entre les sels des deux métaux, que l'un est coloré, tandis que l'autre est incolore. Mes prévisions ne se sont pas réalisées, les deux sels se précipitant confusément; toutefois, cette expérience m'a conduit à l'observation d'un fait qui, je l'espère, présentera quelque intérêt. J'ai remarqué que si l'on versait dans un mélange d'un sel de zinc et d'un sel de cobalt une dissolution concentrée de phosphate de soude, on obtenait suivant la température ou les proportions des sels employés, un magnifique sel bleu ou un sel rose d'une teinte également pure, ou bien une série d'autres sels semblables présentant des couleurs intermédiaires. Ces sels sont tous insolubles dans l'eau, présentent le même aspect cristallin et ne diffèrent que par les nuances de leur coloration. Ils sont d'ailleurs tous brillants soyeux, doux au toucher, rappellent, par leur aspect, le verre en feuilles minces ou la naphtaline sublimée. Leur analyse m'a

prouvé, 1° qu'ils contiennent tous du zinc, du cobalt et de l'acide phosphorique; 2° que ces éléments entrent dans les divers sels en proportions variables, et que le zinc prédomine dans les sels roses, et le cobalt dans les sels bleus; l'analyse quantitative que j'ai faite des deux composés extrêmes, c'est-à-dire du sel le plus bleu et du sel le plus rose, m'a donné des résultats que je vais faire connaître. Je vais avant tout indiquer la méthode qui réussit le mieux pour préparer ces produits; pour obtenir le sel bleu, on porte à l'ébullition une dissolution moyennement concentrée de nitrate de cobalt, on y ajoute peu à peu une dissolution de phosphate de soude faible ou concentrée, jusqu'à ce que la liqueur soit décolorée; tout le cobalt est alors précipité à l'état de phosphate de cobalt; on maintient l'ébullition et on verse dans le mélange du nitrate de zinc jusqu'à ce que le précipité ait pris l'aspect cristallin et la teinte bleue foncé; on laisse alors refroidir et l'on décante les eaux mères; le précipité se lave facilement par décantation. La préparation du sel rose est la même que celle du sel bleu, elle ne diffère qu'en ce qu'il faut, pour obtenir ce produit, ajouter une proportion plus considérable de nitrate de zinc.

Composition du sel rose.

	Expérience.	Théorie.
Acide phosphorique	45,1	45,3
Oxyde de cobalt.	11,2	11,8
Oxyde de zinc.	27,2	25,8
Eau.	16,5	17,0

Composition du sel bleu.

	Expérience.	Théorie.
Acide phosphorique. . . .	45,2	45,5
Oxyde de cobalt.	16,9	15,8
Oxyde de zinc	21,7	21,5
Eau.	16,2	17,0

Ces résultats analytiques paraissent très-différents, mais par le calcul on peut les ramener à une formule parfaitement semblable. En effet, l'un et l'autre des deux sels renferme pour deux éq. d'acide phosphorique, trois éq. de base, comme on le voit par les équations suivantes :

Sel rose 2 $PhO^5 \left\{ \begin{array}{l} CoO \\ 2\,ZnO \end{array} \right.$

Sel bleu 6 $PhO^5 \left\{ \begin{array}{l} 4\,CoO \\ 5\,ZnO \end{array} \right.$

On a donc pour formule générale de ces deux sels :

$$2\,PhO^5\ 3\,MO.$$

Ces deux sels sont hydratés : le rose renferme 6 éq. d'eau pour 3 éq. de base ; le bleu, 18 éq. pour 9 éq. de base ; c'est, on le voit, 2 éq. d'eau pour chaque équivalent de base. Cette eau se dégage partiellement à 240°. A cette température le sel rose retient 2 éq. d'eau, le sel bleu 6 éq., c'est-à-dire que l'un et l'autre retiennent 2 éq. d'eau pour 3 éq. de base.

Quand on chauffe ces deux sels, c'est-à-dire le bleu et le rose à 240°, le rose prend la teinte bleue pendant que le bleu conserve la sienne ; mais si on les chauffe au delà de cette température, on voit que le bleu prend à son tour une couleur rosée, et le rose, de bleu qu'il était à 240°, prend sa teinte primitive.

La constitution de ces phosphates doubles rappelle, si je ne me trompe, celle de certains aluns qui peuvent contenir à la fois la potasse et l'ammoniaque, dans les proportions les plus diverses. Elle peut également être rapprochée de celle de certains minéraux, dans lesquels plusieurs oxydes entrent dans des proportions variables. Tel est, par exemple, le Wolfram que la nature nous présente dans un état complet d'altération, et qui, ainsi que M. Ebelmen l'a démontré, est formé par l'union d'un tungstate de manganèse et d'un tungstate de protoxyde de fer, dans lequel on peut rencontrer également de la chaux, de la magnésie isomorphes, avec l'oxyde ferreux, encore bien qu'il conserve le même aspect et la même formule.

J'espère que d'autres métaux me donneront des séries semblables de composés ; c'est une étude dont je m'occupe sous la direction de M. Pelouze, qui a bien voulu m'aider de ses conseils dans ces premiers essais.

Note sur une combinaison du bleu de Prusse avec l'ammoniaque;

Par J. H. Monthiers, élève du laboratoire de M. Pelouze.

Cette note, qui a été soumise au jugement de l'Académie, est extraite d'un mémoire sur les *combinaisons que forme l'ammoniaque avec les cyanures doubles*, dont je m'occupe au laboratoire de M. Pelouze et sous sa direction; elle a pour objet l'action de l'ammoniaque sur le bleu de Prusse.

On sait que l'ammoniaque liquide à la manière des alcalis fixes décompose le bleu de Prusse et qu'une partie du fer passe à l'état de sesquioxyde, l'autre à l'état de ferro-cyanhydrate alcalin. Mes expériences prouvent que ces produits sont l'expression d'une réaction finale, et qu'intermédiairement on peut obtenir un composé complexe, nouveau bleu de Prusse, dont l'ammoniaque est un des éléments constituants et que pourtant un excès d'ammoniaque décompose, ce qui explique pourquoi il a jusqu'ici échappé à l'attention des chimistes.

J'ai vainement tenté de préparer le bleu ammoniacal en traitant directement le bleu de Prusse tout fait, par l'ammoniaque liquide; toutefois j'ai pu l'obtenir, encore bien que très-impur et en quantités très-minimes, en faisant passer de l'ammoniaque desséchée sur le bleu de Prusse également sec; mais le procédé que je vais décrire m'a constamment réussi; il est d'ailleurs d'une exécution facile.

Dans une dissolution de protochlorure, de fer préparé avec de l'acide chlorhydrique pur et du fer presque pur (que le commerce donne sous le nom de fils de clavecin), on verse un excès d'ammoniaque liquide, et on jette le tout sur un filtre reposant sur un entonnoir dont la douille plonge dans une dissolution chaude de ferrocyanure de potassium. Au moment du mélange des deux liquides il se forme un précipité parfaitement blanc, qui à l'air s'oxyde et devient bleu, comme ferait le protocyanure de fer ordinaire; cela fait, on met le précipité en contact avec le tartrate d'ammoniaque; ce sel dissout très-bien et à froid le sesquioxyde de fer formé simultanément avec le bleu. On maintient

le tout pendant quelques heures à une température de 60 à 80°, on lave plusieurs fois à l'eau distillée, jusqu'à ce que les eaux de lavage ne se troublent plus par les réactifs. On obtient ainsi un précipité d'une nuance très-pure que l'on peut sécher à l'étuve.

Le bleu ammoniacal ainsi préparé se présente sous forme d'une poudre d'un bleu légèrement violacé, qui, par la calcination, laisse 50 p. 0/0 de sesquioxyde de fer, dont la réaction n'est nullement alcaline, comme l'est toujours celle du bleu de Prusse, excepté toutefois lorsque celui-ci a été préparé par la décomposition, à l'aide de la chaleur, du cyanide vert de M. Pelouze (Fe^3Cy^4,4Ho).

Chauffé à 100°, le bleu ammoniacal commence à donner des vapeurs d'acide cyanhydrique, et ce n'est guère que vers 160° que la décomposition est sensible ; jusque-là, l'ammoniaque n'a pas été éliminée et la couleur n'a subi aucune modification. La potasse, les alcalis fixes même à froid le décomposent immédiatement ; l'ammoniaque se dégage et le peroxyde de fer en est séparé. Quant à l'ammoniaque liquide, son action est très-lente et peu sensible, à moins que la solution ne soit très-concentrée, encore faut-il plusieurs heures pour qu'elle soit appréciable.

Le mode d'altération que lui font subir les acides azotique, chlorhydrique, sulfurique, l'eau régale est le même que sur le bleu de Prusse ; cependant l'on peut dire que le bleu ammoniacal est toujours plus stable que le bleu ordinaire. A froid le bioxyde de mercure détruit le bleu de Prusse en quelques heures ; dans les mêmes circonstances, le bleu ammoniacal résiste, et ce n'est qu'au bout de plusieurs jours qu'il perd sa couleur ; ajoutons qu'à la température de l'ébullition il se décompose rapidement. Le tartrate d'ammoniaque, qui possède la propriété très-remarquable de dissoudre complétement et à froid le bleu de Prusse, n'attaque ni à froid, ni à chaud le bleu ammoniacal ; j'insiste sur cette circonstance qui fournit un caractère très-net pour distinguer facilement le nouveau composé des divers bleus de Prusse ordinaires.

L'analyse du bleu ammoniacal bien pur m'a donné les nombres suivants :

Moyenne de 3 expériences :

Fer (1).	3,500
Azote (2).	3,010
Carbone (3).	1,920
Hydrogène (4).	360
Oxygène.	1,210
	1,000

d'où l'on tire la formule

$$Fe^7Cy^9,9HO+3AzH^3$$

	Théorie.	Expérience.	Equivalent.
Fe^7	348	350	2450
C^{18}	192	192	1350
Az^{12}	298	301	2100
H^{18}	32	36	225
O^9	128	121	900
	998	1000	7025

La formation du bleu de Prusse ammoniacal par le procédé que j'ai décrit est la même que celle du bleu ordinaire, avec cette différence que dans un cas c'est du protocyanure de fer qui se forme et s'oxyde à l'air, tandis que dans l'autre c'est du protocyanure ammoniacal.

---

(1) Fer.	1° 1g. laisse de résidu.	0,500
	2° 1g.	0,495
	3° 0,50.	0,248

		Cent. cubes de gaz
(2) Azote.	1° 0,50 ont donné. . . .	119
	2° 0,60.	142

qui ramenés à la pression 0,76 et à la température de 0 degrés donnent en poids.

	1° pour %.	0,3020
	2°.	0,3018
(3) Carbone.	1° 0,50 ont donné . .	0,0990
	2° 0,50.	0,0980
	3° 0,50.	0,1000
(4) Hydrogène.	1° 0,50 ont donné. . .	0,018
	2° 0,50.	0,022
	3° 0,50.	0,019

L'équation suivante explique cette réaction :

$$3(FeCy + 2KCy) + 6FeCl + 9AzH^3 + Aq.$$
$$= 9(FeAzH^3Cy + Aq) \text{ protocycyanure blanc} + 6KCl$$
$$= 3FeCy + 2Fe^2Cy^3 + 9HO + 3AzH^3 \text{ bleu}$$
$$+ Fe^2O^3 + 6AzH^3.$$

On voit qu'il y a dans ce nouveau sel trois équivalents d'ammoniaque, et si l'on cherche à en tirer une conséquence sur le groupement des éléments du bleu de Prusse, on est porté à admettre la théorie de M. Berzélius plutôt que toute autre. D'après cette manière de voir, ce composé serait donc un protocyanure de fer ammonié combiné à un percyanure de fer.

$$3(FeAzH^3\breve{C}y) + (2Fe^2Cy^3) + 9HO.$$

Recherches sur l'action de la présure dans la coagulation du lait; par M. Selmi.

M. Liebig, en s'appuyant sur le résultat des expériences de Schérer et de Roschleder, et adoptant en grande partie l'opinion de Haidlen, explique la coagulation du lait par la présure, en admettant que la matière azotée, à l'état de métamorphose, amène la lactine à se transformer en acide lactique, et en même temps sollicite ce dernier à s'emparer de l'alcali qui, dans le lait, tient en dissolution la caséine, laquelle se sépare du menstrue et se coagule. Si cela était vrai, on ne pourrait obtenir la coagulation de la caséine au moyen de la présure, ni dans le lait qui après la coagulation laisserait un sérum alcalin, ni dans le lait précipité par les acides acétique et oxalique et redissous par un excès des mêmes acides. Quelques expériences que j'ai tentées à ce sujet m'ont fait connaître ce qui suit.

Que l'on prenne du lait très-récent, dont l'action sur le papier de tournesol soit franchement alcaline, qu'on le chauffe au bain-marie, à une température de 40 à 45° R., que l'on y ajoute un peu d'infusion de la muqueuse stomacale d'un veau, que l'on agite en laissant le tout dans le bain-marie, maintenu au même degré; au bout de 5 à 10 minutes, on obtiendra la coagulation du lait avec un sérum jaunâtre à peine opalin et doué d'une réaction alcaline très-sensible. Celui-ci contient peu de substance caséeuse en dissolution, de sorte que la coagulation

est presque complète. La partie coagulée étant exprimée, lavée plusieurs fois, triturée dans un mortier avec de l'eau, lavée de nouveau plusieurs fois de suite, et mise en contact avec un papier de tournesol rougi, se montre encore douée d'une légère action alcaline. Brûlée dans une capsule de platine, elle laisse une cendre blanche, ayant une réaction alcaline assez faible.

(Dans cette expérience et les suivantes, j'ai fait usage d'une membrane stomacale de veau desséchée, taillée en petits morceaux, lavée soigneusement à l'eau tiède et digérée dans de l'eau à une légère température pendant plusieurs heures. Son action ne devient énergique qu'après plusieurs jours de macération. Essayée au papier bleu, elle ne donnait aucun indice d'acidité.) On peut obtenir un résultat plus évident en coagulant du lait frais rendu plus alcalin à l'aide de la soude carbonatée ou caustique, et en opérant avec des précautions particulières. Que l'on ajoute au lait frais autant de soude caustique ou carbonatée qu'il est nécessaire pour rendre l'alcalinité plus manifeste, qu'on porte sa température à 40-50° R., et en même temps que l'on échauffe l'infusion d'estomac de veau dans le même bain que le lait. Lorsque les deux liquides sont arrivés à la même température, on les mêle dans la proportion de deux parties de lait pour une partie d'infusion neutre, et l'on plonge le mélange dans le bain-marie en l'y maintenant jusqu'à ce que le lait soit coagulé, ce qui arrive au bout d'une demi-heure, et quelquefois quelques minutes après. Si le lait a été rendu très-alcalin, la coagulation n'arrive qu'au bout d'un peu plus longtemps.

Une bouteille de lait froid alcalisé par la soude, probablement avec excès, ne voulut pas se coaguler ni par l'infusion d'estomac, ni par la membrane elle-même dont j'ajoutai un morceau. Je l'enlevai alors du bain-marie et l'abandonnai à lui-même pendant 6 jours, à la température ambiante (5° R. environ). Le beurre s'éleva à la surface, et le lait prit l'odeur de l'osmazone. J'enlevai le beurre, et je plaçai le lait au bain-marie à 45°, où après une heure il se prit en un coagulum gélatineux tremblant, tandis que le petit-lait resta très-alcalin. Ce coagulum, lavé plusieurs fois et trituré dans un mortier de verre, donna lieu à un liquide laiteux qui, mis à bouillir, laissa coaguler

toute la partie caséeuse au milieu d'un sérum blanchâtre et assez alcalin. Les grumeaux de caséine, bien que lavés plusieurs fois, montrèrent toujours une réaction alcaline.

Tous ces faits démontrent que la caséine du lait peut être coagulée par la présure, en présence d'un alcali libre, sans que celui-ci soit neutralisé. Ceci connu, j'ai précipité du lait par les acides acétique, oxalique, et redissous le précipité par un excès des mêmes acides. Les liquides obtenus furent divisés chacun dans quatre vases. Dans le premier je laissai le lait acide sans y rien ajouter, dans le deuxième j'ajoutai de l'acide lactique, dans la troisième de l'acide chlorhydrique, dans le quatrième de l'infusion de présure. Ayant placé les quatre vases dans les mêmes circonstances, le dernier seul, le quatrième, donna au bout de peu de temps un coagulum de caséine avec un sérum limpide, tandis que les autres maintinrent le lait tel qu'il y avait été mis, sans le coaguler. Donc la présure fait coaguler la caséine, même en solution acide, sans production d'acide lactique et sans fournir d'acide chlorhydrique, à l'aide des chlorures qu'elle contient.

De ces expériences et de quelques autres que je rapporterai dans le mémoire que je me propose de publier en italien, on peut déduire avec certitude que la présure donne lieu à la coagulation du lait, non parce qu'elle produit de l'acide lactique, mais par la simple condition de métamorphose dans laquelle elle se trouve, et pendant laquelle ses molécules se meuvent avec des vibrations telles que la caséine, frappée par ce mouvement, se rapproche et passe de l'état de gonflement à celui d'agglomération.

Plusieurs points restent à discuter à ce sujet, je les réserve pour le mémoire dont j'ai parlé. P. C.

Pharmacie.

Extraction de l'iode de l'eau des bains iodurés.

Les discussions récentes sur l'emploi de l'iode en chirurgie et l'extension que les chirurgiens et les médecins semblent disposés

à donner à ce moyen impriment un caractère d'opportunité aux recherches suivantes, entreprises dans le but d'apporter une économie considérable dans le budget des hôpitaux grevé par le prix élevé de cette substance.

La grande quantité de bains iodurés donnée journellement á l'hôpital Saint-Louis a suggéré à MM. Labiche et Chantrel l'idée de rechercher un moyen d'extraire économiquement l'iode de l'eau de ces bains, eau qui contient encore, par bain, de 20 à 25 grammes d'iode, soit libre, soit combiné au potassium.

Voici le moyen auquel ces auteurs se sont arrêtés : Les bains en question étant une solution d'iodure de potassium ioduré, on commence par s'emparer de l'iode libre par la fécule ; on décompose l'iodure à l'aide du chlore, puis on y ajoute de nouveau de la fécule qu'on a délayée dans l'eau (environ 500 grammes pour 25 à 30 d'iode); on agite pendant une heure, on laisse déposer, on décante et on recueille le dépôt, on le délaye dans un peu d'eau on y fait passer un courant d'acide sulfureux jusqu'à ce que la fécule soit entièrement décolorée : il se fait alors de l'acide hydriodique et de l'acide sulfurique ; on laisse déposer, on décante, on lave la fécule, on réunit les eaux de lavage aux eaux mères, et on traite par la potasse ; il se fait alors du sulfate de potasse et de l'iodure de potassium ; il y a aussi un dépôt formé d'un peu de soufre qui se précipite ; on fait évaporer jusqu'à consistance sirupeuse, et on traite le résidu de l'évaporation par l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse pour en extraire l'iode.

La fécule décolorée par l'acide sulfureux et lavée peut servir à de nouvelles opérations.

Depuis ces expériences faites en commun avec M. Chantrel, M. Labiche a reconnu que le charbon qui a servi à enlever l'iode à l'eau (charbon iodé) a formé avec l'iode une combinaison intime. Lorsqu'on a incinéré ce charbon, on peut retirer l'iode de ses cendres en les traitant par le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique ; on l'obtient encore plus aisément en incinérant le charbon avec de la potasse.

L'iodure d'amidon est aussi une combinaison intime dont on peut extraire l'iode en incinérant ce composé avec un alcali ;

de sorte que l'on pourrait encore, suivant M. Labiche, mettre en usage ce nouveau mode pour obtenir l'iode de l'eau des bains. — Voici la manière d'opérer qu'il indique :

Après avoir recueilli l'iodure d'amidon, on le mêle avec un peu de chaux vive en poudre; on le délaye dans un lait de chaux épais de manière à en faire une pâte. Après avoir ainsi mêlé la chaux et le composé d'iode et d'amidon, on l'incinère dans un vase en fer; on recueille la cendre, et on la traite par l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse pour en extraire l'iode. (*Gaz. médic.*, 1846)

Extrait d'un rapport fait à la Société de pharmacie sur un nouveau procédé de dégorgement des sangsues; par MM. Gaultier de Claubry et Foy.

Aux divers moyens déjà connus et employés pour dégorger les sangsues, M. le docteur Lauriani, médecin communal à Gérano, est venu, il y a deux mois, en ajouter un nouveau qu'il a trouvé décrit dans un journal scientifique.

Pour dégorger les sangsues d'après ce procédé, on les introduit, à mesure qu'elles se détachent du malade, dans un vase quelconque, et on verse dessus une quantité suffisante de vin pur. A peine, dit l'auteur, ces animaux se trouvent-ils au contact du liquide, qu'ils vomissent en un moment le sang qu'ils contenaient. Aussitôt que les sangsues sont dégorgées, on les place dans l'eau commune pure que l'on renouvelle chaque vingt-quatre heures. Les sangsues peuvent rester deux et trois minutes dans le vin sans ressentir aucun des effets pernicieux que quelques médecins assurent avoir observés.

Telle est la méthode nouvelle de dégorgement des sangsues.

Nous avons cherché, par des expériences précises et multipliées, à en apprécier la valeur. Ignorant de quelle qualité était le vin employé par l'auteur, nous avons opéré séparément :

1° Avec le vin rouge et le vin blanc des marchands de vins de Paris ;

2° Avec le vin rouge et le vin blanc fournis aux hôpitaux et hospices de la même ville;

3° Avec le vin de Bagnols donné aux malades de ces mêmes établissements ;

4° Avec du vin blanc de Bordeaux et du vin rouge de Marseille que nous a remis un de nos honorables collègues ;

5° Enfin, avec les vins rouges de Baune, de Mâcon, de Bordeaux, de Volnay.

Et bien ! disons-le tout d'abord, ces qualités diverses et variées dans les liquides employés amènent peu de différences dans les résultats. Les uns et les autres ont provoqué un vomissement de même durée et de même quantité, des convulsions de même énergie, et une mort aussi prompte chez chaque sangsue. En d'autres termes, chaque annélide n'éprouve que deux ou trois vomissements, ne rend que la moitié du sang qu'il a tiré, et périt le quatrième ou le cinquième jour, et souvent instantanément, si on le laisse plus de quatre ou cinq minutes dans les liquides vineux. Les convulsions sont plus prononcées, la mort est plus prompte dans les vins blancs ; quant au sang rejeté dans ces derniers liquides, la quantité est la même que dans les vins rouges. Mais laissons là ces généralités, et arrivons aux principaux détails de nos opérations.

Le 27 janvier, quinze sangsues pesant 30 grammes ont été appliquées sur un malade. Rapportées à la pharmacie de l'hôpital Saint-Louis trois heures après et pesées aussitôt, elles avaient acquis un poids égal à celui de 70 grammes : 40 grammes de sang avaient donc été absorbés par elles. Placées pendant deux minutes, et chacune séparément, dans 30 grammes de vin de Baune première qualité, elles ont rendu ensemble 20 grammes de sang. Nous disons qu'elles n'ont rejeté que 20 grammes, car elles pesaient encore 50 grammes après avoir été retirées du vin.

Le 29 janvier, vingt sangsues pesant 40 grammes ont été appliquées comme les précédentes.

Pesées après leur immersion dans le vin, elles ont donné les résultats suivants :

Poids naturel, 40 grammes ; après la succion, 95 grammes ; différence, 55 grammes, ou poids du sang absorbé.

Poids après une immersion de deux minutes et demie dans du vin blanc de Bordeaux, 70 grammes ; différence 25 grammes, ou poids du sang perdu ou vomi.

Le 1er février, douze sangsues pesant 25 grammes ont été rapportées pesant 50 grammes; elles pesaient encore 35 grammes après le vomissement dans le vin.

Le 2 février, vingt-cinq sangsues pesant 60 grammes ont tiré 85 grammes de sang; elles en ont rendu 40 grammes dans le vin.

Le 3, le 4 et le 6 février, quatorze opérations semblables aux précédentes ont été faites sur un nombre variable de sangsues, avec des vins différents, et toujours nous avons obtenu les mêmes résultats, c'est-à-dire que moitié du sang absorbé a été vomi dans les liquides vineux; nous disons moitié, car soumises à la pression entre les doigts après le vomissement dans le vin, et placées dans le plateau d'une balance, les sangsues sont *toutes* revenues à leur poids primitif. Contrairement à ce qui a été imprimé, le dégorgement des sangsues par la pression les prive donc de la totalité du sang qu'elles absorbent par la succion sur les malades.

Ici, messieurs, votre commission pouvait s'arrêter, car ses expériences l'avaient mise à même de juger la méthode nouvelle et de reconnaître qu'elle était incapable d'opérer le dégorgement complet des sangsues. Mais d'autres questions se présentaient, savoir :

Le dégorgement des sangsues par le vomissement provoqué à l'aide du vin fatigue-t-il plus les animaux, et les rend-il moins aptes à de nouvelles applications que le dégorgement par la pression entre les doigts?

Des principes constituants du vin, eau, alcool, tartre et matière colorante, quel est celui qui agit le plus efficacement?

Enfin, des deux procédés, l'immersion dans le vin et la pression, lequel est le plus long et le plus dispendieux?

L'eau, chacun le sait, ne provoque nullement le vomissement des sangsues. Unie à l'alcool dans la proportion de 15 grammes sur 500 grammes, elle agit à la manière du vin, avec cette différence que les agitations de la sangsue, l'espèce d'enivrement qu'elle éprouve, sont plus manifestes, plus prononcés.

Deux solutions aqueuses, l'une de 5 grammes de crème de tartre pour 500 grammes d'eau, l'autre de 5 grammes de tannin pour la même quantité de liquide, agissent à peu près à la manière de l'eau alcoolisée. Enfin un décocté de 10 grammes de bois de

campêche dans 500 grammes d'eau ne fait éprouver aucune convulsion aux sangsues qu'on y dépose. Toutefois, le vomissement de ces dernières a lieu après 20 à 25 minutes de contact, et ce vomissement est encore plus faible, de moitié à peu près, que celui qui est provoqué par le vin.

Quant à la fatigue éprouvée par les sangsues, l'expérience nous a montré qu'elle était plus grande après la pression qu'après le vomissement dans le vin, mais que les sangsues qui survivent au vomissement vineux tirent moins de sang quand, après quatre ou cinq jours de repos, on les réapplique sur les malades, que celles qui ont survécu à la pression entre les doigts et qui ont été soumises au même temps de repos.

Nous nous résumons, messieurs, et nous disons :

1° L'immersion des sangsues dans le vin ne fait perdre à celles-ci que la moitié ou à peu près du sang qu'elles ont sucé; le vomissement par la pression les prive de la totalité du sang absorbé.

2° Le vomissement du sang par le vin fatigue moins les sangsues que la pression entre les doigts, mais ce vomissement les rend moins avides, moins propres à tirer du sang dans des applications ultérieures, que l'espèce de laminage qu'elle subissent entre les doigts.

Enfin, le temps ayant une valeur réelle, le liquide employé en ayant une autre non moins réelle, le dégorgement des sangsues par le vin est plus cher, matériellement parlant, que la même opération exécutée au moyen de la pression.

Préparation du lactate de fer; par M. Lepage, *pharmacien à Gisors.*

Le procédé actuellement employé pour la préparation du lactate de fer, consiste comme on sait, à faire réagir l'acide lactique étendu sur la limaille de fer. M. Lepage propose de lui substituer la méthode suivante qui est beaucoup plus expéditive et fournit un aussi beau produit.

Pr.	Lactate de chaux préparé par le procédé de M. Gobley.	100 gr.
	Eau bouillante.	500 —

Dissolvez et filtrez :

d'autre part,

Pr.	Sulfate ferreux pur cristallisé. . .	68 gr.
	Eau distillée froide.	500 —

Dissolvez et filtrez.

Mêlez les deux dissolutions claires dans un matras, acidulez légèrement avec un peu d'acide lactique et chauffez au bain-marie en agitant souvent jusqu'à ce que la double décomposition des deux sels soit achevée. Filtrez alors pour séparer le sulfate de chaux, et évaporez rapidement dans une chaudière de fonte ou dans une capsule de porcelaine contenant quelques fragments de tournure de fer; quand elle sera réduite à moitié de son volume, filtrez de nouveau et laissez cristalliser.

Mettez les cristaux obtenus dans un entonnoir et lavez-les avec un peu d'alcool; enfin séchez-les dans des doubles de papier joseph. (*Journal de chimie médicale.*)

Nouvelle falsification de l'iode, observée par M. Righini.

M. Righini ayant reçu d'un négociant de Milan une certaine quantité d'iode dont les caractères lui parurent suspects, les soumit à quelques épreuves.

Cet iode était dur et compacte, il n'avait des propriétés extérieures de l'iode que l'odeur et la couleur. Ses fragments attiraient l'humidité; du reste il était soluble en entier dans l'alcool, et traité par l'eau et la limaille de fer il se dissolvait également sans résidu, mais sa solution alcoolique précipitait en blanc par l'oxalate d'ammoniaque, et distillée dans une cornue, elle fournissait de l'iode et laissait un résidu qui a offert les caractères du chlorure de calcium.

De nouveaux essais ont démontré à M. Righini que ce sel était associé à l'iode dans la proportion de 25 pour 100. (*Journal de Chimie médicale.*)

Emploi du caoutchouc à l'intérieur dans la phthisie confirmée; par le docteur Haller, de Presbourg.

Un jeune garçon de douze ans, émacié par une longue maladie, était tombé dans un état de fièvre hectique avec colliquation, toux et expectorations tellement suspectes, qu'on le considérait comme perdu. Par hasard il avala un morceau de caoutchouc pesant 8 grammes. A la suite de cette ingestion il devint malade pendant trois jours; mais au bout de ce temps l'appétit revint, les accidents cessèrent, les forces se rétablirent, et au bout de six semaines il était complétement guéri.

Une femme de trente-huit ans, qui était également atteinte de phthisie à un degré très-avancé, ayant été frappée de cette guérison, avala plusieurs fragments de caoutchouc et fut également guérie.

M. Haller ayant constaté ces deux cas de guérison, reconnut d'abord, par des expériences faites sur lui-même, l'innocuité du caoutchouc, puis il en fit prendre à treize phthisiques : cinq d'entre eux éprouvèrent bientôt les plus heureux effets de ce traitement; chez les autres la fièvre hectique disparut, mais la phthisie resta stationnaire.

M. Haller administre d'abord 10 centigrammes de caoutchouc, et en porte graduellement la dose à 15, 20 et même 30 centigrammes sous forme pilulaire. (*Gazette des hôpitaux.*)

Ayant reçu depuis quelques jours plusieurs ordonnances prescrivant des pilules de caoutchouc, je me suis d'abord trouvé très-embarrassé pour donner au caoutchouc la forme pilulaire, mais après quelques essais, j'y ai réussi par le procédé suivant : j'ai passé rapidement sur une râpe fine, un morceau de caoutchouc; cette substance divisée et échauffée tout à la fois par l'action de la râpe, a pu être facilement dosée, et réduite entre les doigts en petites masses assez régulièrement agglutinées. J'ai donné à ces masses la forme pilulaire en les enveloppant d'une pâte faite avec un peu de farine et d'eau. F. Boudet.

Pâte alumineuse, éthérée, odontalgique.

Ce topique paraît avoir l'avantage de modifier l'état du nerf dentaire malade, sans déterminer, comme la plupart des autres, l'inflammation du périoste ou même des gencives. Cette préparation consiste à verser sur une certaine quantité de sulfate d'alumine assez d'éther nitrique (liqueur anodine nitreuse) pour obtenir une pâte molle. On prend, avec l'extrémité d'une petite tige de bois aplatie, un peu de cette pâte, et on en remplit le trou de la dent ; il est même utile d'en mettre une légère couche sur les gencives quand elles sont congestionnées et douloureuses. Cette application qu'on peut répéter au besoin enlève promptement la douleur (*Bull. de thérap.*).

Formules diverses.

Pommade ophthalmique (Cunier).

Précipité rouge.	2 décigrammes.
Huile de foie de morue. . .	4 grammes.
Cérat.	2 — .

Mêlez.

Destinée spécialement pour le traitement topique des ulcérations interciliaires, cette pommade a donné aussi à M. Cunier de bons résultats dans les nuages de la cornée, suite de pannus vasculaire, dans le pannus celluleux, les ulcérations atoniques, etc.

Chlorure double mercurio-quinique (Dermott).

Ce nouveau sel a été employé avec succès par le docteur Hamilton pour combattre le lupus superficiel.

Pour l'obtenir, on dissout séparément, dans le moins d'eau possible, 1 de bichlorure de mercure, et 3 de chlorhydrate de quinine. On mêle les deux dissolutions ; il se sépare des aiguilles cristallines du sel double.

M. Hamilton a administré ce nouveau sel sous forme de pilules de la manière suivante :

Chlorure mercurico-quinique.	7 centig.
Opium en poudre.	1 —

F. s. a. 30 pilules à prendre en trois fois dans la journée. Ce composé amène assez promptement la salivation : on suspend alors son emploi ; mais en y ayant de nouveau recours ; il a guéri avec rapidité une maladie aussi rebelle que le lupus. Ces essais, encore incomplets, méritent cependant l'attention du médecin.

Lotion mercurielle contre les démangeaisons (Cazenave).

Bichlorure de mercure. .	60 centig.
Eau distillée.	1 litre.
Alcool.	200 grammes
Camphre.	2 —

Lotion de Henry *contre les démangeaisons intenses.*

Bichlorure de mercure. .	20 centig.
Eau distillée.	200 gram.
Alcoolat de menthe. . . .	15 —

On sait que la fameuse eau rouge de l'hôpital Saint-Louis, vantée par Alibert dans le traitement des dartres syphilitiques et autres, n'était autre chose qu'une solution de bichlorure de mercure.

Eau de Guerlain *contre les taches de rousseur.*

Eau distillée de laurier-cerise et de pêcher. .	10000 gram.
Extrait de saturne.	125 —
Teinture de benjoin.	15 —
Alcool.	60 —

On ajoute la teinture á l'alcool et on mêle le tout.

Topique terrat contre le farcin. (*Médecine vétérinaire.*)

Chlorure de mercure. . . .	30 gram.
Sulfure jaune d'arsenic. . .	38 —
Acide arsénieux.	15 —
Euphorbe.	15 —
Huile de laurier.	125 —

Faites un onguent à l'aide d'une douce chaleur. On l'applique sur les tumeurs farcineuses des chevaux.

Cet onguent produit une phlogose qui n'a pour résultat, selon l'auteur, qu'une plaie simple, qui se guérit d'elle-même avec la plus grande facilité.

L'auteur, dans sa formule, ne s'explique pas sur la nature du chlorure mercuriel. Nous pensons que c'est le deutochlorure qu'il emploie.

Discours prononcé par M. Soubeiran, *aux funérailles de* M. Virey.

Messieurs,

C'est un pénible devoir de venir, en un pareil moment, payer un tribut de regret et d'affection à un collègue et à un ami. C'est un dernier instant que nous passons auprès de lui; quelques minutes encore, et de cette bonne amitié, de cette affectueuse familiarité à laquelle il m'avait si doucement accoutumé, il ne restera que des souvenirs et la douleur amère qui me fera regretter à jamais l'homme excellent sur la tombe duquel je viens déposer une dernière expression de mon attachement. Mes paroles sont celles d'un ami qui cherche dans un passé qui s'éloigne déjà, quelque chose de ces moments heureux dont le retour est à jamais impossible; et quand je viens rappeler et ses services et ses vertus, vous, tous ses collègues et ses amis, vous vous joignez à moi dans un même sentiment de douleur et de regret.

Il est des hommes que les événements ont élevés au-dessus de tous, que des actions d'éclat, des découvertes capitales ont mis en lumière. Leur nom est proclamé devant toute la génération qui les perd; il rappelle à tous ou leur mérite ou leurs grandes actions. A ces intelligences d'élite, déjà de leur vivant la gloire a payé le prix de leurs travaux; mais il est aussi des hommes dont les travaux plus modestes ont moins d'éclat; qui chaque jour ajoutent une nouvelle œuvre à l'œuvre de la veille. Leurs services, si utiles, si nombreux qu'ils soient, ont moins de retentissement; ignorés de la foule, tant de travail serait pour eux une sorte de déception, si à côté de cette foule indifférente, ils ne trouvaient des juges et des appréciateurs qui leur distri-

buent une part de renommée durable, s'ils ne savaient que leurs labeurs sont appréciés par ceux-là seuls qui ont valeur pour les juger, et si par-dessus tout leur première récompense n'était pas dans la satisfaction d'une conscience pure, qui peut se dire qu'elle est dans la voie de Dieu, et qu'elle a contribué de tous ses efforts au bonheur et au perfectionnement de l'humanité.

C'est au nombre de ces hommes utiles, qu'il faut compter M. Virey, ancien pharmacien en chef de l'hôpital d'Instruction du Val-de-Grâce, docteur en médecine, membre de l'académie royale de médecine, ancien député, officier de la Légion d'honneur.

Fils d'un notaire royal, Virey naquit à Hortes le 22 décembre 1775.

Après avoir fait ses humanités au collége de Langres, il fut placé chez un parent, pharmacien de cette ville, pour y commencer ses études en pharmacie; c'était au moment où éclatait cette révolution qui allait ébranler le monde. La vieille Europe ne s'était pas trompée à la portée des accents de la France qui proclamait la liberté. Attaquées dans leurs antiques priviléges, poussées par le sentiment de leur conservation, monarchies et aristocraties se liguèrent pour étouffer le mouvement dans son berceau. Elles ne réussirent qu'à éveiller une énergie dont la France elle-même ignorait le secret, qui repoussa l'étranger du sol de la patrie et qui fit payer à ses ennemis par trente ans d'expiation l'injustice de leur agression. Pour résister à cette coalition, la France avait besoin de tous ses enfants; Virey, comme toute la jeunesse de ce moment, se rendit sous les drapeaux. Cependant, avec ses mœurs douces, son habitude du travail, ce ne fut pas sans doute sans quelque sentiment de regret que le jeune Virey s'arracha à ses foyers et à ses chères études. Ce furent-elles cependant qui, dans ce moment de crise, décidèrent de sa position. Il fut appelé dans les hôpitaux, et fut attaché comme pharmacien sous-aide à l'hôpital militaire de Strasbourg.

Là, il ne tarda pas à se faire distinguer par son aptitude et son zèle; et le célèbre Parmentier, qui ne laissa dans l'ombre aucun des jeunes pharmaciens qui annonçaient du mérite, Parmentier qui savait si bien les interroger pour les juger, reconnut tout d'abord la capacité du jeune Virey, et n'eut rien

de plus pressé que de l'envoyer à l'hôpital du Val-de-Grâce de Paris.

Dans cette situation, les dispositions de Virey trouvèrent largement à se développer. Non content de remplir exactement ses devoirs, Virey se livra au travail, aux recherches scientifiques, avec une activité, une persévérance peu communes. Exact à tous les cours, il passait à la bibliothèque du Panthéon les instants qui lui restaient de libres, et, outre l'étude de l'histoire générale, l'étude de la botanique et de la matière médicale, celle de l'histoire du genre humain, considérée moralement et physiquement, devint une de ses occupations favorites. Aussi la partie la plus considérable peut-être des travaux qu'il a publiés est-elle relative à l'histoire de l'homme. C'est de cette manière qu'après avoir contribué dans les hôpitaux à soigner et guérir les affections du corps, il voulut, avec les philosophes, concourir au but si noble et si élevé de faire faire un pas de plus aux travaux de l'intelligence.

Les travaux que M. Virey a publiés sont très-nombreux et de divers genres. Appelé à être l'un des rédacteurs du *Journal de pharmacie et des sciences accessoires*, il a inséré dans ce journal une multitude de notices relatives soit aux animaux, soit aux végétaux, soit aux minéraux qui entrent dans le domaine de la matière médicale. Il avait acquis sur ces matières une expérience profonde; aussi était-il souvent consulté par l'administration des douanes sur les substances étrangères introduites en France comme médicaments.

Appelé à être l'un des collaborateurs du nouveau dictionnaire d'histoire naturelle appliquée aux arts, et l'un des principaux auteurs du grand dictionnaire des sciences médicales, il a traité dans ces deux recueils, qui forment chacun une encyclopédie spéciale, les sujets d'ensemble. Ainsi on lui doit les articles *Nature*, *Animal*, *Règnes*, et divers sujets généraux de physiologie, d'hygiène, de philosophie et de l'histoire de la science.

L'édition de Buffon de Sonnini lui doit encore un assez grand nombre de notes.

Mais nous tous qui suivons, sinon la même carrière, au moins le même genre d'études que Virey, nous savons que les travaux encyclopédiques ne sont que des bases, que des matériaux que

l'on assemble isolément pour construire à certains moments des édifices d'ensemble plus importants, et qui viennent compléter la renommée de leur auteur. Avec des matériaux aussi nombreux que ceux que Virey avait rassemblés, il ne pouvait manquer de publier des ouvrages originaux; ils se succédèrent continuellement dans le cours de sa vie. Telles furent trois éditions d'un *Traité de pharmacie théorique et pratique;* une traduction de la *Chimie organique*, de L. Gmelin, augmentée de notes critiques et résultats d'expériences de laboratoire; deux éditions de l'*Histoire naturelle du genre humain* en 3 volumes, et qui furent réimprimées à l'étranger; deux éditions de l'*Histoire de la femme sous ses rapports physiologiques, moraux et littéraires*, ouvrage qui fut traduit en allemand; l'*Histoire des mœurs et de l'instinct des animaux avec des classifications naturelles*, 2 volumes. Telles furent encore, lorsqu'il se fit recevoir docteur médecin, en 1814, sa thèse inaugurale intitulée : *Éphémérides de la vie humaine;* et un autre travail sous ce titre : *Examen impartial de la médecine magnétique.* Virey a publié une *Histoire naturelle des médicaments, des aliments et des poisons;* un livre sur *La puissance vitale dans ses fonctions physiologiques;* une *Hygiène philosophique appliquée à la civilisation moderne*, ouvrage traduit en italien; et enfin son dernier ouvrage, intitulé : *De la physiologie considérée dans ses rapports avec la philosophie*, 1844.

La simple énumération des titres de ces livres vous rappelle avec quelle ardeur Virey se livrait au travail. L'étude était son occupation et sa distraction de tous les instants. Un seul motif le guidait, qui respire dans toutes ses œuvres, c'était l'amour de ses semblables, le désir de concourir à leur bonheur et à leurs progrès.

Tant de travaux ne restèrent pas sans récompense. M. Virey était membre de l'Académie royale de médecine, du comité historique des sciences près le ministère de l'instruction publique. Un grand nombre de sociétés savantes le comptaient au nombre de leurs correspondants.

En 1825, il fut appelé à la chambre des députés. Là encore, malgré les devoirs imposés par une pareille position, il a pu consacrer quelques instants à de nouvelles publications; elles se ressentent de sa nouvelle situation; elles sont relatives à l'éduca-

tion publique. Tout ce que ses méditations lui avaient appris sur la nature de l'homme, il le met en œuvre et l'applique à l'amélioration morale de l'enfance.

Virey avait un caractère affable. Aidant volontiers de ses conseils et de ses avis les jeunes gens qui commençaient leur carrière; il tendait une main amie à tous ceux qui s'occupaient des travaux de l'intelligence. D'une nature bonne et douce, tout entier à ses chères études et à ses affections de famille, jamais il n'eut un sentiment d'animosité contre ses émules ou ses rivaux. Mais s'il ne fut l'ennemi de personne, il n'eut personne pour ennemi. Chacun rendait justice à l'honnêteté de son cœur. Ce dont il faut s'étonner, c'est qu'avec de tels sentiments et une carrière aussi inoffensive, il ait pu devenir suspect un jour : en 1825, il fut présenté par l'école de pharmacie et par l'Institut pour une chaire d'histoire naturelle. La restauration le repoussa. Virey était bon, vertueux, savant modeste et profond; ses travaux sur l'histoire naturelle lui donnaient des droits incontestables; mais il avait négligé en ses écrits de complaire à la coterie bigote qui dominait le gouvernement d'alors; vindicative comme toujours, elle exigea qu'il fût écarté.

J'ai rappelé l'homme public; si nous descendons dans sa vie privée, nous voyons d'abord Virey jeune homme studieux, livré tout entier à l'étude, se renfermant dans les bibliothèques publiques, fuyant les distractions avec autant de soin que ses camarades recherchaient les occasions de plaisir. Nous le voyons ne se lier qu'avec ceux qui pouvaient partager ses goûts. Son amour du travail était si bien connu que ses jeunes collègues, qui tous étaient ses amis, venaient souvent le remplacer dans ses fonctions officielles, sachant que c'était le moyen le plus sûr de l'obliger que de lui donner le temps de se livrer avec plus d'assiduité à ses études bien-aimées.

Plus tard, devenu chef de famille, on le vit s'occuper constamment du bonheur de ceux qui l'entouraient. Entré dans une famille nombreuse, entouré d'enfants qui n'étaient pas les siens, il les aima de toute l'affection de son âme; son esprit conciliant devint l'arbitre qui faisait naître autour de lui la concorde et l'amitié. Aux anciens amis, il en joignit de nouveaux et forma un de ces cercles, malheureusement trop rares, où

l'intimité, la confiance et la liberté mutuelles font passer des moments si courts et si agréables.

Virey vivait heureux du bonheur qu'il avait fait à tous ceux qui l'entouraient, lorsqu'il y a quelques mois se montrèrent les premières atteintes de la maladie qui l'a enlevé. C'est au sortir d'une de ces douces soirées de causeries, entouré de quelques amis auxquels l'heure avancée allait donner le signal de la retraite, que tout à coup sa respiration devint embarrassée et qu'il tomba privé de vie entre leurs bras et ceux de sa femme et de ses enfants. Dieu lui avait épargné la douleur de la séparation.

A cette famille qui perd son protecteur, à cette épouse désolée qui se voit ravir un mari tendrement aimé, à ces enfants qui pleurent un père chéri, à nous enfin, la consternation d'une mort aussi inattendue et des regrets amers sur la perte de l'homme de bien qui nous est enlevé.

Adieu Virey, pour une dernière fois, adieu. Ton nom vivra avec honneur parmi ceux des hommes qui ont voué leur vie au culte de l'humanité, comme le souvenir de ton affection et de ta bonté restera au cœur de ta famille et de tes amis!

Sciences Médicales.

— *Emploi du bromure de potassium contre les accidents secondaires de la syphilis.*—En attendant que de nouvelles fabriques d'iode viennent établir une concurrence dans cette industrie et faire baisser le prix exorbitant des iodures, M. Ricord a essayé de substituer le *bromure* à l'iodure de potassium.

Le bromure a été administré à la même dose que l'iodure et sous la même forme, contre les accidents syphilitiques secondaires. Il a produit les mêmes effets, mais plus lentement.

Le bas prix du bromure de potassium, comparé à celui de l'iodure, donne de l'intérêt à ces essais qui méritent d'être répétés.

— *Efficacité du sirop de karabé dans certains cas. — Inconvénients qui résultent de sa mauvaise préparation.* — Le sirop de karabé est employé ordinairement comme succédané du sirop d'opium, quand on traite des malades chez lesquels l'inquiétude déterminée par l'usage d'un médicament opiacé suffirait pour neutraliser entièrement ses bienfaits. — Je crois m'être assuré par une observation attentive que, contrairement à

l'opinion généralement admise, le sirop de karabé est plus actif et autrement actif que celui d'extrait d'opium.

La température douce et humide, je ne dirai pas de l'hiver, car il n'y en a pas eu, mais de la saison dernière, a rendu les fluxions de poitrine très-rares, mais par contre les rhumes extrêmement fréquents. Ceux-ci ont en outre été remarquables par leur ténacité. Dans ces circonstances, quand il n'existait pas de fièvre, quand la toux ne s'accompagnait que d'un peu de chaleur thoracique, et surtout quand elle avait lieu par quintes se reproduisant invariablement le matin ou la nuit, l'emploi du sirop de karabé m'a réussi d'une manière inespérée. Je le prescrivais le premier jour à la dose de trois petites cuillerées à café, équivalant ensemble à 18 grammes environ; le second, j'ordonnais une dose double, si déjà, chose rare, la toux n'était pas arrêtée. C'est surtout chez les femmes un peu nerveuses que ce médicament a fait merveille. Je l'ai vu plusieurs fois arrêter court, en quelques heures, des toux quinteuses nocturnes qui duraient depuis plus d'une semaine.

Mais pour que le sirop de karabé puisse être prescrit avec avantage, il faut qu'il soit préparé selon la formule du *Codex*, c'est-à-dire en ajoutant à 32 grammes de sirop d'extrait d'opium 1 décigramme d'*esprit volatil de succin*. On sait que ce produit n'est autre chose qu'une dissolution, dans l'eau, d'acide acétique, d'acide succinique et d'une très-petite proportion d'huile pyrogénée.

Or, j'ai reconnu que dans un certain nombre de pharmacies, au lieu de se servir d'esprit volatil de succin, on employait l'huile volatile pyrogénée ou empyreumatique de succin. Cette substitution a l'inconvénient, 1° de diminuer l'action antispasmodique du sirop, 2° de dégoûter les malades en raison de la saveur repoussante de l'huile volatile, 3° de déterminer quelquefois, comme je l'ai observé sur la femme d'un des meilleurs fabricants d'instruments de chirurgie de Paris, des coliques très-vives et prolongées. Il est donc important, pour le médecin qui prescrit le sirop de karabé, de veiller à ce qu'il soit préparé suivant la formule inscrite au *Codex*.

— ***Emploi du sulfite de soude et du chlorure de zinc pour empêcher la décomposition des cadavres***, par le docteur Sucquet. — Les études anatomiques ont depuis longtemps consacré l'usage d'un certain nombre de substances destinées à conserver les diverses parties de l'organisme animal. Mais les unes sont inefficaces, les autres dangereuses. Les amphithéâtres d'anatomie, placés quelquefois au centre des quartiers populeux, offraient partout de déplorables foyers d'infection, dont la funeste activité s'exerçait de préférence sur de jeunes médecins laborieux. Tous les ans quelques fièvres de mauvais caractère, quelques piqûres empoisonnées frappaient au milieu de leurs études les élèves les plus distingués.

Il devenait donc urgent de faire disparaître, du sein même de la

science, des méthodes capables de faire douter de sa puissance. Des résultats si désirables ont été obtenus à l'école pratique de médecine de Paris, par l'emploi combiné de deux substances conservatrices, le sulfite de soude et le chlorure de zinc.

Ces liquides ont le grand avantage d'enrayer la putréfaction sans altérer les tissus animaux, et sans détériorer les instruments de dissection.

Aujourd'hui, à l'école pratique de la faculté de médecine, tous les corps destinés aux dissections sont préalablement pénétrés de sulfite de soude, qu'on y introduit à l'aide d'une injection artérielle.

L'action conservatrice du sulfite de soude s'explique par l'affinité de l'acide sulfureux pour l'oxygène de l'air. Cet oxygène est absorbé par l'acide sulfureux qu'il fait passer à l'état d'acide sulfurique, et les tissus, pendant la durée de cette réaction, sont soustraits à l'influence d'une cause puissante de désorganisation.

Cette action préservative du sulfite de soude n'est pas absolue, elle n'empêche pas, à la longue, la décomposition des parties exposées à l'air et mises à nu.

C'est dans ces circonstances que le chlorure de zinc est appelé à rendre de grands services On l'emploie pour imbiber les régions du cadavre mises à découvert et sur le point de se putréfier. Le mouvement de décomposition est arrêté immédiatement. Le chlorure de zinc coagule les matières putrescibles de l'organisme, et en forme un précipité inaltérable (*Gaz. méd.*, 1846).

— *Moyen de reconnaître la présence d'aiguilles perdues dans les chairs, à l'aide de l'électro-magnétisme*, par le docteur Smee. — Une nouvelle et fort intéressante application de l'électricité à la chirurgie vient d'être faite par un médecin anglais, le docteur Smee, qui l'a développée dans ses leçons de la manière suivante :

« Vous savez, disait-il à ses élèves, dans quelles conditions nouvelles se trouve l'acier qui a acquis les propriétés magnétiques ; vous savez surtout que les pôles magnétiques semblables se repoussent, et que les pôles opposés s'attirent Vous n'avez donc qu'à aimanter un fragment d'acier enfoncé dans les chairs, pour pouvoir non-seulement constater sa présence, mais encore déterminer sa direction générale par sa polarisation ; et par la quantité de magnétisme qu'il décèlera, vous pourrez même inférer son volume probable.

» Quand vous soupçonnez la présence d'un bout d'aiguille dans une partie, il faut aimanter ce corps étranger. Il y a deux moyens d'y parvenir : — Le premier, qui consiste à transmettre dans la partie suspecte un courant galvanique, peut être mis en usage de la manière suivante : on prend un fil de cuivre couvert de soie, et on l'enroule autour de l'organe malade ; alors, mettant l'un des deux bouts du fil en rapport avec le zinc d'une pile galvanique, et l'autre avec le métal opposé, vous aurez un

courant que vous continuerez une demi-heure, jusqu'à ce que l'acier soit aimanté.

La seconde méthode, ou par induction, consiste à tenir pendant vingt minutes la partie affectée en contact étroit avec un électro-aimant.

Pour constater l'existence d'un fragment aimanté dans les chairs, nous pouvons prendre une aiguille a coudre aimantée, la suspendre à un fil de cocon de ver à soie, et l'approcher de la partie affectée. Si cette partie contient un fragment d'acier aimanté, l'aiguille en avertira par des phénomènes certains, c'est-à-dire une agitation, une attraction ou une répulsion en rapport avec la position qu'occupe le corps étranger aimanté.

Nous découvrirons la position de ce corps étranger, pourvu qu'il ait quelque étendue, en constatant où est son pôle nord et son pôle sud; et ces deux pôles seront reconnus parce qu'ils repousseront ou attireront les deux pôles opposés de l'aiguille indicatrice. J'ai trouvé par ce procédé, non-seulement des morceaux d'aiguille un peu volumineux, mais encore de petits fragments métalliques, parmi lesquels une parcelle provenant d'une aiguille et pesant moins d'un milligramme. » (*Journ. de chirurg.*, 1846.)

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 4 mars 1846.

Présidence de M. Vée.

M. Calvert demande que, dans le procès-verbal de la séance précédente, on modifie l'exposé de son travail sur les composés d'ammoniaque et d'oxyde de plomb, en y insérant la note suivante :

« En calcinant le plombate d'ammoniaque, M. Calvert a obtenu pour résidu un massicot d'un très-beau jaune et d'une belle » apparence cristalline. — En faisant agir les alcalis sur l'hydrate » de protoxyde de plomb, il a obtenu des oxydes de plomb de » couleur rouge, qui lui donnent à penser que la couleur du » minium n'est pas due à une combinaison définie, mais à une » simple vibration des molécules du massicot, sous l'influence » de la chaleur.

La correspondance imprimée se compose :

1° D'un Numéro du Journal de pharmacie et de chimie; 2° D'un Numéro du Journal de pharmacie du Midi; 3° Du Phar-

maceutical journal de Jacob Bell; 4° D'un ouvrage présenté par M. Cap au nom de l'auteur et intitulé : *Trattato del magnetismo e della elettricità*, par Francesco Zandeteschi; anno 1845.

M. Bussy rend compte des séances de l'Institut.

M. Pelouze, présent à la séance, expose à la Société les détails du procédé qu'il a imaginé pour doser le cuivre (1). Ce procédé réunit au mérite d'une grande simplicité, celui d'une précision jusqu'alors inconnue dans les analyses de ce genre : on peut, en moins d'une demi-heure, et sans une grande habitude des expériences, évaluer, à 5 ou 6 millièmes près, la quantité pondérable de cuivre contenue dans un alliage.

M. Pelouze appelle ensuite l'attention de la Société sur une réclamation de priorité élevée par M. Mialhe, à l'occasion de ce procédé. Il montre qu'en parcourant le Journal de pharmacie, où se trouve inséré le travail de M. Mialhe, on ne trouve rien qui présente la plus petite analogie avec ce qu'il annonce sur le dosage du cuivre, et il fait même remarquer que le nom du cuivre n'y figure pas une seule fois.

M. Mialhe répond que le travail dont il s'agit a été inséré plus complétement dans le Journal des connaissances médicales dont il est un des rédacteurs.— Que là se trouve indiqué, d'une manière générale, le dosage des métaux par la voie humide et à l'aide de liqueurs normales, et qu'on peut enfin s'assurer que le cuivre y figure comme un de ceux auxquels la méthode peut être appliquée avec succès.

Pour terminer la discussion, M. *Pelouze* fait remarquer :

1° Que le point capital de son procédé est la sursaturation par l'ammoniaque de la dissolution métallique.

2° Que M. Mialhe, faisant agir directement le sulfure alcalin sur la dissolution de l'alliage, s'expose à une cause d'erreurs considérable, provenant de la décomposition du sulfure normal par l'acide libre de cette dissolution.

3° Que, comme M. Mialhe dit avoir obtenu une approximation de 1 à 2 millièmes, on ne peut faire autrement que d'admettre qu'il a opéré sur des mélanges de sels neutres, et non sur

(1) Voyez le mémoire de M. Pelouze, page 241.

des alliages complexes, dont la dissolution est toujours acide, quelque soin que l'on prenne.

4° Enfin, que M. Mialhe applique son procédé surtout au mercure, tandis que, par une singularité remarquable, celui qu'il indique ne réussit jamais quand le mercure fait partie de l'alliage.

L'ordre du jour appelle la nomination d'un membre résidant et de six membres correspondants.

M. Mayet est proclamé membre résidant de la Société de pharmacie.

Sont ensuite élus membres correspondants :

MM. Davallon, de Lyon ; Dominé, à Laon ; Duval, à Caen ; Kosmann, à Strasbourg ; Lefort, à Gannat ; Trécul, au Pérou.

Enfin, M. le docteur Foucard est nommé membre associé libre.

M. Dublanc présente, de la part de M. Guillermond de Lyon, un mémoire ayant pour titre : Nouvelles Recherches sur le quinquina jaune. (Ce mémoire est renvoyé à l'examen de MM. Dublanc et Tassaert.)

M. Foy lit un rapport sur le moyen proposé par M. Nicolas Laurini, pour le dégorgement des sangsues (1).

M. Calvert, chargé de rendre compte du journal anglais de Jacob Bell, communique un travail sur un cas d'empoisonnement par le plomb.

Le même membre présente le résumé d'un travail sur l'action absorbante du charbon animal purifié, à l'égard des diverses substances organiques et inorganiques, et de l'application qu'on en a faite ou qu'on en peut faire à l'industrie et à la toxicologie.

M. Chatin expose à la Société les principaux points d'un travail qu'il a entrepris sur la symétrie botanique. Il s'est particulièrement occupé de la famille des Tropœolées. Tout en considérant les plantes qui la composent, comme devant constituer une famille distincte, il fait ressortir les nombreuses analogies qui les rapprochent des Malpighiacées, et signale les différences qui les éloignent des Géraniacées.

---

(1) Voyez ce rapport, page 269.

M. Bouchardat lit en son nom et en celui de M. Soubeiran, un rapport très-favorable sur l'admission de M. Deschamps, comme membre résidant. Après une longue énumération de ses titres et antécédents, il conclut à l'admission. — L'élection aura lieu dans la séance prochaine.

Congrès médical de France.

L'abondance des matières, et surtout le désir que nous avons eu de publier en entier dans ce numéro l'important mémoire de M. Pelouze sur le dosage du cuivre, ne nous a pas permis de rendre compte des derniers travaux de la commission permanente. Nous ne voulons pas cependant attendre davantage pour faire part à nos lecteurs d'une nouvelle à laquelle ils ne manqueront pas d'applaudir avec nous : c'est que, conformément aux vœux du congrès et à la demande qui en a été faite par M. le ministre de l'instruction publique, la commission du budget a voté le rétablissement des chaires de botanique dans les écoles spéciales de pharmacie. F. B.

Chronique.

Le tableau des réception de pharmaciens qui ont été faites en 1845 par les jurys médicaux donne le résultat suivant :

Circonscription de Paris	26	réceptions.
— de Montpellier	26	—
— de Strasbourg	5	—
Total	58	réceptions.

La souscription pour élever un monument à la mémoire de l'illustre Bichat et frapper une médaille commémorative des honneurs qui lui ont été rendus par le congrès médical, reçoit chaque jour de nouvelles signatures. Le produit de cette souscription s'élève aujourd'hui à plus de 5,000 francs.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

SAINT-ÈVRE. — Éther citrique de l'esprit de bois.

En dissolvant à chaud l'acide citrique dans l'esprit de bois et en y faisant passer jusqu'à refus un courant d'acide hydrochlorique sec, puis chauffant légèrement pour se débarrasser de l'excès d'esprit de bois et de son éther hydrochlorique, on voit passer à la température de 90° un liquide légèrement coloré en jaune. Abandonné à lui-même pendant 24 heures, il laisse déposer des cristaux prismatiques dont quelques-uns atteignent 3 à 4 centimètres de longueur, et qui se présentent souvent sous forme d'étoiles.

M. Saint-Èvre (1), qui a obtenu ce nouvel éther (citriméthol normal G.), l'a trouvé composé de

$$[C^9H^{14}O^7].$$

Cet homologue de l'éther citrique, déjà connu, est donc aussi un éther trialcoolique, donnant par la potasse 3 éq. d'esprit de bois, comme les éthers des acides tribasiques :

$$[C^9H^{14}O^7] + 3[(KH)O] = [C^6(H^5K^3)O^7] + 3[CH^4O].$$

L'analyse de l'eau mère qui baigne ces cristaux a fourni des résultats différents. M. Saint-Èvre suppose qu'elle constitue un autre éther citrique (dans lequel 1 éq. d'oxyde de méthyle serait remplacé par 1 éq. d'eau); mais ses analyses ne sont pas concluantes (2). L'auteur promet d'y revenir dans un prochain mémoire.

RAMMELSBERG. — Observations sur l'acide iodique.

M. Rammelsberg a publié il y a quelques années, sur l'acide iodique et les iodates (3), des recherches complètes dans les-

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, p. 1441.

(2) On sait par les expériences de M. Marchand qu'on obtient de l'éther aconitique ou citraconique, quand le mélange éthérifiant est porté à une température où l'éther citrique est lui-même décomposé. C. G.

(3) *Annal. de Poggend.*, XLIV, p. 545.

quelles on trouve presque toutes les observations qui ont été publiées postérieurement sur le même sujet par M. Millon, sans qu'il fût fait mention des expériences du chimiste allemand.

M. Rammelsberg signale cette omission (1), et rectifie en même temps quelques erreurs dans les observations qui appartiennent en propre au chimiste du Val-de-Grâce.

Selon M. Millon, l'iodate de soude (J^2O^5,Na^2O) cristalliserait avec 16, 12, 10, 6, 4 et 2 atomes d'eau. M. Rammelsberg, qui a été souvent dans le cas de préparer ces sels, rejette l'existence d'un si grand nombre d'hydrates, et n'en admet que deux, c'est-à-dire avec 2 et 10 atomes d'eau.

TH. TILLEY et MACLAGAN. — Transformation du sucre de canne en une substance isomère de la cellulose et de l'inuline.

Quand le suc de betteraves fermente à une température de 30 à 40° C., le sucre de canne qu'il renferme se convertit d'abord en glucose, puis en mannite, acide lactique, et en une substance gommeuse qui a la même composition que la gomme arabique. Beaucoup de sucs sucrés se comportent ainsi, et deviennent visqueux et filants au bout d'un certain temps.

MM. Tilley et Maclagan ont analysé (2) un produit semblable qui s'était formé dans une espèce de limonade gazeuse préparée avec du gingembre, du sucre de canne, un peu d'essence de citron, de l'acide tartrique, et de l'acide carbonique qui y avait été comprimé. Ce produit, incristallisable, est insoluble dans l'alcool; quand on le traite par beaucoup d'eau bouillante, il devient mucilagineux. L'iode n'y agit pas. L'acide nitrique le convertit en acide oxalique. Il donne 1,37 pour cent de cendres. Les auteurs y ont trouvé : carbone, 43,80—43,31, et hydrog., 6,14—6,80, c'est-à-dire sensiblement les rapports que présentent la cellulose et l'inuline.

(1) *Annal. de Poggend.* LXII, p. 417.
(2) *Philos. Magaz.*, vol. 28, janvier 1846, p. 12.

LIEBIG. — Action de la potasse sur le fromage.

Lorsqu'on maintient en fusion, avec son poids d'hydrate de potasse, du fromage préparé avec du lait caillé, bien exprimé et purifié autant que possible de beurre, jusqu'à ce que l'ammoniaque qui se développe, soit accompagnée de gaz hydrogène; lorsqu'on dissout ensuite le produit dans l'eau bouillante, et qu'on sursature légèrement par l'acide acétique, il s'y dépose, par le refroidissement, de fines aiguilles renfermant $C^{18}N^2H^{16}O^6$. Ce corps, quoique très-soluble dans les acides, se combine avec les acides. Les eaux mères donnent une grande quantité de leucine.

Si, au lieu de décomposer le produit par l'acide acétique, on le sursature par l'acide tartrique, il passe de l'*acide valérianique*.

La *leucine* donne elle-même, par la fusion avec la potasse, du valérate, avec un dégagement d'ammoniaque et de gaz hydrogène.

Si l'on prolonge la fusion, on obtient, outre le valérate, du *butyrate*.

M. Liebig se borne jusqu'à présent à annoncer (1) ces faits, sans donner des preuves à l'appui.

MARIGNAC. — Poids atomique du chlore, de l'argent et du potassium.

La note que j'ai publiée dernièrement sur le poids atomique du chlore, a été insérée en extrait dans le *Supplément de la Bibliothèque universelle de Genève*, n° 1, 1846, p. 53, et accompagnée, par M. Marignac, de quelques observations qui tendent à faire rejeter le poids atomique 450 ou 36 fois celui de l'hydrogène, comme résultat de mes dernières expériences sur la calcination du chlorate de potasse.

Je regrette que M. Marignac n'ait parlé que de la deuxième

(1) *Ann. der Chem. und Pharm.*, LVII, 127. M. Mulder représente la leucine par $C^{12}H^{24}N^2O^4$ (*Ibid.*, XXVIII, p. 79). Ne serait-ce pas $C^6H^{13}NO^2$, c'est-à-dire un homologue du sucre de gélatine $C^2H^5ON^2$? On sait du moins qu'elle se combine avec l'acide hydrochlorique. C. G.



série de ces expériences, sans mentionner la première où j'avais obtenu sensiblement les mêmes nombres que lui, M. Berzelius et M. Pelouze. J'insiste sur ce point, car je n'aurais pas publié les nombres de la deuxième série, si je n'étais point parvenu d'abord à des résultats presque identiques à ceux des habiles expérimentateurs qui m'ont devancé dans cette détermination. Comme une petite précaution de plus a suffi pour augmenter d'une manière constante le résidu de chlorure, il m'a semblé que les premières déterminations avaient été un peu trop faibles, par suite de la perte d'une quantité minime de chlorure ou peut-être aussi de chlorate, entraînée par le courant de gaz. Les résultats de cette seconde série d'expériences sont en quelque sorte contrôlés par ceux de la première, puisque, sans rien changer au mode d'expérimentation, on a pu obtenir un nombre plus fort.

M. Marignac avait opéré sur bien plus de matière que moi; il avait pris plus de 50 grammes de chlorate, tandis que je n'en ai employé que 4 ou 5 grammes. Je ne crois pas que, dans une expérience de ce genre, il soit réellement avantageux de décomposer une si forte quantité de matière. D'abord, il est fort difficile de la dessécher, car, sur six expériences, M. Marignac en a fait cinq qui lui ont donné des quantités d'eau variant entre 4 et 35 milligrammes; en second lieu, une quantité de matière si forte exige l'emploi d'un appareil plus volumineux : de là des corrections indispensables pour les pesées dans l'air, de là encore la nécessité de faire la calcination dans un fourneau. Il m'a semblé préférable de calciner une moins forte quantité de sel dans un tube de verre réfractaire du diamètre et de l'épaisseur des tubes qui servent à l'analyse, mais long seulement d'un pied et recourbé de manière à former un angle de 135°; on a calciné d'abord à l'aide d'une lampe à alcool à double courant, et la calcination a été complétée à la fin au moyen de la lampe à émailleur.

Je le répète d'ailleurs, mes résultats ne peuvent pas se discuter, si l'on ne tient pas compte de la première série d'expériences, où je tombe d'accord avec M. Marignac. Si les expériences de ce chimiste sont bonnes, celles de ma première série le sont donc aussi, et je ne vois pas pourquoi ma première série mériterait seule de la confiance, tandis que la seconde en inspirerait moins, bien qu'ayant été exécutée suivant le même mode d'expérimentation,

avec le même chlorate et la même balance, seulement avec une précaution de plus. M. Marignac, il est vrai, ne prétend pas que j'aie obtenu des résultats inexacts, mais il croit impossible de supposer que la différence entre nos résultats soit due à un entraînement de chlorure de potassium dans ses expériences. Je n'entrerai à cet égard dans aucune discussion; cette question ne peut pas, je crois, se résoudre d'une manière positive, en raisonnant sur l'efficacité plus ou moins probable des précautions observées dans nos expériences; au surplus, elle n'est qu'accessoire, et il importe davantage de savoir si le poids atomique du chlore est ou n'est pas 450.

Il existe plusieurs causes auxquelles on peut attribuer les erreurs commises dans la calcination du chlorate; il est possible qu'elles aient toutes contribué plus ou moins à la différence qui existe entre nos résultats. Voyons quelle en est l'influence.

Dans la calcination du chlorate, c'est le résidu de chlorure et non pas l'oxygène qu'on pèse; si le chlorate a renfermé une trace d'humidité, le poids du chlorure devient *trop faible*, donc aussi le poids atomique du chlore.

Si, dans cette calcination, le courant de gaz entraîne un peu de chlorure, le poids du résidu devient *trop faible*, donc aussi le poids atomique du chlore.

Si le courant de gaz entraîne du chlorate, le poids du chlorure devient également *trop faible*, donc aussi le poids atomique du chlore.

Si le gaz n'est pas de l'oxygène pur, mais renferme une trace de chlore comme M. Marignac l'a constaté lui-même, le résidu du chlorure est encore *trop faible*, et conséquemment aussi le poids atomique du chlore.

Ainsi, *toutes les erreurs qu'on peut commettre dans ces déterminations portent sur le chlore et le donnent trop faible*. Je n'examinerai point si elles ont été mieux évitées dans la seconde série de mes expériences que dans la première; tout me porte à le croire cependant. Dans l'appréciation des résultats comme ceux qui ont pour but la détermination des poids atomiques, il ne faut pas, ce me semble, s'attacher d'une manière trop absolue aux nombres tels qu'ils ont été obtenus; il faut aussi prendre en considération le sens dans lequel se commettent les erreurs dont les

méthodes sont affectées ; il est indispensable d'examiner de quelle manière ces erreurs influent sur les nombres appréciés directement, si elles les diminuent ou les augmentent, si elles sont de nature à se compenser réciproquement. Or, dans mon opinion, toutes les erreurs qu'on commet dans la détermination du chlore par la méthode de M. Berzélius, toutes ces erreurs se font dans le même sens et tendent à affaiblir le nombre réel.

Prenons maintenant mes trois déterminations 60,947 — 60,947 — 60,952, et suivons M. Marignac dans la discussion de ces résultats.

Le chimiste de Genève prend ces nombres et en tire l'équivalent du chlore et du potassium, en se basant sur les déterminations de M. Berzélius et sur les siennes propres. Ce calcul le conduit aux nombres :

444,49 et 445,26

pour l'équivalent du chlore, l'argent étant supposé égal à 1357,24 ou 1355,25. Qu'on se fonde sur les analyses de M. Berzélius ou sur les siennes, M. Marignac pense qu'on n'arrive en aucune façon au nombre 450 pour l'équivalent du chlore, à moins d'élever l'équivalent de l'argent à 1375, ce qui est impossible si l'on considère les déterminations qu'on a faites de ce métal.

Comment se fait-il alors que M. Marignac ait lui-même adopté, il y a trois ans, le nombre 450, comme résultat de trois déterminations concordantes, faites en décomposant l'acide hydrochlorique par l'oxyde de cuivre? A cette époque, cependant, M. Marignac avait aussi à sa disposition (1) les même éléments de calcul fournis par les expériences de M. Berzélius. Aujourd'hui M. Marignac ne tient plus compte de ses propres expériences, lesquelles, cependant, avaient été faites d'après une méthode bien directe et nécessairement plus précise que celle qui exige trois séries d'expériences particulières pour donner le poids atomique du chlore.

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad.* t. XIV, p. 570. M. Marignac affirme lui-même que cette méthode est fort précise ; il a trouvé :

1re expérience. . . .	450,02	Moyenne, 450,013
2e —	450,11	
3e —	449,91	

En effet, la méthode de M. Marignac nécessite une seule opération et deux pesées ; dans la méthode de M. Berzélius, on a six pesées à faire et trois opérations, sans compter la filtration et le lavage.

L'argumentation que m'oppose M. Marignac dans son article, explique pourquoi il abandonne ses premiers résultats pour en revenir au poids atomique proposé par M. Berzélius. C'est que la détermination de ce nombre se rattache directement à celle du poids atomique de plusieurs autres éléments, notamment de l'argent et du potassium ; et M. Marignac pense qu'en admettant 450 pour le chlore, il faudrait élever le poids atomique de l'argent à 1375, ce qui est contraire à toutes les expériences. Toute son argumentation roule sur cette donnée.

Je suis loin d'admettre la nécessité d'élever ainsi le poids atomique de l'argent ; ce métal me paraît au contraire des mieux déterminés, et le nombre 1350, ou 108 fois l'hydrogène, représente exactement ce poids atomique, comme il résulte aussi des nouvelles expériences de M. Marignac (1).

Mais voici comment j'ai raisonné dans l'interprétation de mes résultats sur la calcination du chlorate de potasse. M. Pelouze

---

(1) M. Marignac a déterminé l'argent qui reste dans la calcination de l'acétate très-pur. Pour éviter que quelques parcelles d'argent ne fussent entraînées pendant la décomposition, comme cela peut arriver si l'on opère dans une petite capsule, M. Marignac a renfermé le sel d'argent dans un tube de verre réfractaire que traversait un courant d'air déterminé par un flacon aspirateur, pour achever la combustion du charbon à la fin de la calcination. En chauffant d'abord la partie antérieure du tube et avançant le feu peu à peu presqu'à l'autre extrémité, on forçait les gaz, provenant de la décomposition du sel, à traverser une longue colonne d'argent réduit, mais formée de telle sorte qu'aucune parcelle d'argent ne pouvait être entraînée. Trois expériences, faites sur 20 à 30 grammes de matière, ont donné :

I.	64,665	argent.
II.	64,661	—
III.	64,666	—

Or la formule $C^4(H^3Ag)O^4$ exige 64,670, en plaçant C=75, H=6,25, Ag=675 ou $\frac{1350}{2}$. MM. Liebig et Redtenbacher avaient obtenu un nombre (64,62) un peu plus faible, mais en opérant dans un creuset de porcelaine, fermé seulement avec un couvercle en platine. C. G.

a fait cette judicieuse remarque, que si le chlore et le potassium sont l'un et l'autre des multiples simples de l'hydrogène, le produit de leur union, c'est-à-dire le chlorure de potassium, doit être nécessairement dans le même cas; il a donc cherché si ses résultats s'accordaient avec un semblable rapport, et ayant trouvé le nombre multiple 74,583, il en a conclu que l'équivalent du chlorure de potassium n'était ni 75 fois ni 74 fois celui de l'hydrogène, mais se trouvait compris entre ces deux nombres.

Les trois expériences citées plus haut m'ayant donné pour multiple :

74,909
74,909
74,925,

il m'a semblé que ces nombres étaient assez rapprochés de 75,0 pour qu'il fallût admettre celui-ci, en considérant que les erreurs, inévitables dans ce genre de détermination, conduisaient toujours à un nombre un peu trop faible. Me fondant ensuite sur les déterminations de M. Marignac, où le poids atomique du chlore avait été apprécié directement, j'ai décomposé le nombre 75 de la manière suivante :

Cl. 36
K. 39

75 chlorure de potassium.

Or le multiple 39,0 qui s'obtient ainsi pour le potassium, est fort rapproché aussi du nombre 39,26, calculé par M. Berzelius comme résultat de déterminations moins directes.

A la rigueur, mes expériences ne donnent autre chose que le poids atomique du chlorure de potassium; j'aurais dû en tirer cette seule conclusion : si le poids atomique du potassium est 39, celui du chlore est nécessairement 36; mais comme déjà antérieurement on s'était appuyé sur le poids atomique de ce sel (74,583) et qu'on l'avait jugé trop faible pour que le chlore fût exactement 36, il m'a semblé que mon nouveau nombre, plus fort (74,925) et très-rapproché de 75. était de nature à écarter les doutes qui étaient restés à ce sujet. Mon opinion m'avait paru d'autant plus fondée que M. Marignac, *par une détermination directe*, était arrivé avant moi au nombre multiple 36 pour le chlore.

Examinons maintenant les rapports que présente le poids atomique de l'argent avec ceux du chlore et du potassium.

Selon M. Marignac 100 p. de chlorure de potassium équivalent à 192,26 chlorure d'argent; or, avec les multiples 108,36, et 39, on arrive au nombre 192,0. Remarquez que dans cette détermination, il y a un grand nombre d'opérations à faire : calcination, dissolution, précipitation, filtration, dessiccation, et l'on prétendrait ne pas se tromper sur la première décimale!

Selon M. Marignac, 100 p. d'argent donnent 132,74 chlorure d'argent; M. Berzélius en avait obtenu 132,79, par la même méthode qui consiste à dissoudre l'argent dans l'acide nitrique, à le précipiter par l'acide hydrochlorique, à décanter le liquide hydrochlorique et à dessécher le précipité.

Avec les nombres multiples 36 pour le chlore et 108 pour l'argent, 100 p. d'argent devraient donner 133,33. La différence paraîtra forte, car elle est de 0,57 sur la moyenne des expériences.

Mais MM. Berzélius et Marignac n'ont pas tenu compte, dans leurs déterminations, d'une erreur qui rend nécessairement le résultat trop faible. C'est que *le chlorure d'argent est soluble dans l'acide hydrochlorique*. Lorsqu'on précipite la solution nitrique par cet acide, la solution filtrée, sursaturée par de l'ammoniaque, noircit par le sulfhydrate d'ammoniaque et dépose, au bout de quelques instants, des flocons noirs de sulfure d'argent; j'ai fait plusieurs fois cette expérience, il sera aisé à tout chimiste de la répéter.

Une semblable perte ne peut pas se présenter dans l'opération où l'on détermine combien de chlorure d'argent équivaut à une quantité donnée de chlorure de potassium; là au contraire il se pourrait que, malgré les lavages, il restât une trace de chlorure de potassium dans le précipité de chlorure d'argent; la présence de cette trace donnerait donc un léger excédant de chlorure d'argent; nous avons vu tout à l'heure que M. Marignac en a obtenu 192,26 p. 100 de chlorure de potassium, quand il n'en faudrait que 192,0, en adoptant les multiples de l'hydrogène.

De tout cela je crois pouvoir conclure, contrairement à l'opinion de M. Marignac, que les équivalents du chlore, de l'ar-

gent et du potassium sont véritablement des multiples de l'équivalent de l'hydrogène, c'est-à-dire :

	O = 100	H = 1
Chlore.	450.0	36
Argent.	1350.0	108
Potassium. . . .	487.5	39.

Je m'étonne de voir encore tant de chimistes rejeter la loi du docteur Prout, quand la *loi des proportions multiples* repose elle-même sur des analyses infiniment moins précises et moins concordantes ; et cependant qui douterait aujourd'hui de la vérité de cette dernière ?

MALAGUTI. — Recherches sur les éthers chlorés.

Un grand et beau mémoire sur les éthers chlorés vient d'être publié par M. Malaguti (1) ; ce travail fait suite aux recherches que ce savant chimiste a fait connaître, il y a quelques années, sur d'autres éthers semblables, et notamment sur l'éther chloroxalique. Les lecteurs des Comptes rendus de l'année dernière (p. 135 et 208) connaissent déjà une partie des nouveaux résultats que M. Malaguti avait eu l'obligeance de nous communiquer ; nous allons donner aujourd'hui tous ces résultats dans leur ensemble.

Le travail de M. Malaguti se subdivise en deux parties : la première est spécialement consacrée à l'étude des réactions de l'éther perchloré ; la seconde comprend l'histoire de quelques éthers composés perchlorés.

I. *Éther perchloré*. — $C^4Cl^{10}O$. — M. Malaguti a fait sur ce corps, découvert, comme on sait, par M. Regnault, plusieurs nouvelles observations fort intéressantes. Quand on fait passer du chlore, sous l'influence des rayons du soleil, dans l'éther ordinaire, $C^4H^{10}O$, on obtient souvent, en place de l'éther perchloré, du sesquichlorure de carbone C^2Cl^6 ; c'est que l'éther perchloré peut lui-même se convertir en ce dernier corps, mais ce n'est pas, comme on serait tenté de le croire, par l'effet d'un déplacement de l'oxygène de la part du chlore (en doublant la

(1) *Annales de Chim. et de Phys.*, tom. XVI, p. 1.

formule C^2Cl^6, on aurait $C^4Cl^{10}Cl^2$, où Cl^2 remplacerait O de l'éther perchloré). M. Malaguti a reconnu que l'éther perchloré peut se dédoubler en

$$C^2Cl^6 + C^2Cl^4O,$$

c'est-à-dire en sesquichlorure de carbone et en un autre corps, liquide et fumant, qui accompagne toujours ce dernier, et qu'on peut obtenir en distillant lentement le produit de l'action du chlore sur l'éther.

Ce liquide est un corps nouveau dont M. Malaguti a déterminé avec soin les propriétés et la composition. M. Malaguti a constaté d'ailleurs qu'à 300° l'éther perchloré entre en ébullition et se décompose d'une manière bien nette en sesquichlorure de carbone et en ce liquide fumant (*aldéhyde chloré*), que nous décrirons tout à l'heure; l'auteur a complétement étudié cette réaction avec le secours de l'analyse.

Le chlore sec, à la température de 100°, sous l'influence de la lumière solaire, n'a aucune action sur l'éther perchloré.

Le potassium agit sur lui, vers 300°, en déterminant une forte détonation, lors même qu'on opère sur de petites quantités.

Les acides hydrochlorique et nitrique n'y agissent pas. Mais l'acide sulfurique concentré l'attaque à chaud, en produisant de l'aldéhyde chloré et de l'acide hydrochlorique.

L'ammoniaque est sans action sur l'éther perchloré.

La potasse dissoute dans l'alcool n'y agit que d'une manière fort lente. Mais le monosulfure de potassium l'attaque d'une manière décidée; il se produit du chlorure; du soufre se dépose, et l'on obtient un nouveau corps, le *chloroxéthose*, sur lequel nous reviendrons :

$$C^4Cl^{10}O + 2K^2S = 4KCl + 2S + C^4Cl^6O.$$

Aldéhyde chloré, produit du dédoublement de l'éther perchloré. — C^2Cl^4O. — A son maximum de pureté, ce corps constitue un liquide limpide, incolore, fumant et rougissant le papier de tournesol humide. Placé sur le bout de la langue, il fait éprouver une sensation prononcée de sécheresse, ensuite une forte cuisson, et la partie touchée devient blanche.

Il bout à 118°; à l'état liquide, sa densité est de 1,608 à 18°;

à l'état de vapeur, sa densité a été trouvée égale à 6,320, ce qui correspond à deux volumes pour la formule indiquée.

Versé dans l'eau, il tombe au fond ; mais peu à peu il s'y dissout, et la dissolution renferme alors de l'acide hydrochlorique et de l'acide chloracétique :

$$C^2Cl^4O + H^2O = HCl + [C^2(HCl^3)O^2].$$

Quand on verse un peu d'alcool sur l'aldéhyde chloré, la température s'élève au point que toute la masse entre en ébullition, et si l'on ne refroidit pas promptement tout est converti en vapeur ; mais si, au contraire, on verse l'aldéhyde chloré peu à peu dans une certaine quantité d'alcool, la réaction s'opère d'une manière lente, et la température s'élève à peine : verse-t-on de l'eau sur le liquide alcoolique, il s'en sépare une huile qui présente la composition et toutes les propriétés de l'éther acétique ; on a d'ailleurs :

$$C^2Cl^4O + C^2H^6O = HCl + [C^4(H^5Cl^3)O^2].$$

Mis en contact avec l'ammoniaque gazeuse ou liquide, l'aldéhyde chloré se solidifie immédiatement, avee dégagement de chaleur, en donnant du sel ammoniac et une amide particulière, la *chloracétamide*, qu'on parvient à extraire par l'éther. La réaction est, comme par l'eau et par l'alcool :

$$C^2Cl^4O + NH^3 = HCl + C^2Cl^3H^2NO.$$

Chloroxéthose, produit de l'action du monosulfure de potassium sur l'éther perchloré. — C^4Cl^6O. — Quand on chauffe un mélange d'une dissolution alcoolique de monosulfure de potassium et d'éther perchloré, il se dépose du chlorure, le liquide se fonce notablement, et si l'on abandonne le produit, on le trouve le lendemain d'un jaune d'or, en même temps que le dépôt de chlorure est recouvert de cristaux de soufre. Si l'on ajoute ensuite de l'eau au liquide, il s'en sépare une huile jaunâtre, qui est le *choroxéthose*.

M. Malaguti recommande d'employer, pour cette préparation, 50 p. de monosulfure de potassium, 16 p. d'éther perchloré et 200 p. d'alcool à 95 degrés centésimaux. Si le produit renfermait encore de l'éther perchloré, il faudrait le soumettre de nouveau à l'action du sulfure.

Le chloroxéthose est limpide, incolore, doué d'une odeur fort agréable, qui rappelle la reine des prés, d'une saveur sucrée. Sa densité, déterminée à 20°, est égale à 1,654. Il entre en ébullition à + 210° en s'altérant légèrement.

L'air l'altère à la longue. Les alcalis et l'acide nitrique ordinaire ne l'attaquent pas; l'acide nitrique de 1,5 l'attaque avec énergie à chaud, en l'altérant profondément.

Si l'on expose du chloroxéthose à la lumière solaire, dans une atmosphère de chlore sec, on voit paraître au bout de quelques jours des cristaux d'éther perchloré :

$$C^4Cl^6O + Cl^4 = C^4Cl^{10}O.$$

Si le chloroxéthose est placé sous une couche d'eau, et qu'on le soumette alors à l'action du chlore, il se produit en même temps de l'acide hydrochlorique et de l'acide chloracétique; d'ailleurs

$$C^4Cl^{10}O + 3H^2O = 4HCl + 2[C^2(HCl^3, O^2)].$$

On voit que le chloroxéthose se comporte comme le chlorure de carbone C^2Cl^4 (chloréthose de M. Malaguti), sous l'influence du chlore; l'éther perchloré (chlorure de chloroxéthose, M.) correspond ici au sesquichlorure de carbone C^2Cl^6 (chlorure de chloréthose, M.), lequel, comme on sait, est également attaqué par le monosulfure de potassium, en perdant du chlore.

Bromure de chloroxéthose, produit de l'action du brôme sur le chloroxéthose. — L'analogie qui existe entre la manière d'être de l'éther perchloré et du sesquichlorure de carbone, se manifeste encore dans d'autres réactions.

Si l'on expose le chlorure de carbone C^2Cl^4, en contact avec du brôme, à l'action de la lumière directe, au bout de quelques instants la masse se solidifie en cristallisant. Traite-t-on ce produit par l'alcool, on obtient de petits cristaux prismatiques, ayant la même forme que le sesquichlorure de carbone. Ils sont légèrement aromatiques; leur densité à + 21° est de 2,3. Ils commencent à se volatiliser vers + 100°, et à 200° environ, ils se décomposent en brôme et en chlorure de carbone C^2Cl^4. Traités par le sulfure de potassium, ils mettent encore en liberté ce chlorure, en produisant du bromure de potassium. L'analyse

a prouvé que le nouveau corps bromé n'est autre que

$$C^2Cl^4 + Br^2,$$

c'est-à-dire du sesquichlorure de carbone, dans lequel Cl^2 sont remplacés par Br^2. M. Malaguti l'appelle *brômure de chloréthose*.

Le chloroxéthose se comporte avec le brôme comme le fait le chloréthose ou chlorure de carbone C^2Cl^4 ; exposé au soleil avec du brôme, il donne des cristaux de la même forme que l'éther perchloré, mais renfermant :

$$C^4Cl^6O + Br^4.$$

Ces cristaux sont incolores et inodores, fondent à + 96°, et se décomposent à + 180°, en brôme et chloroxéthose ; par l'action du monosulfure de potassium, ils mettent en liberté du chloroxéthose avec formation de brômure. Ce *brômure de chloroxéthose* est évidemment l'équivalent de l'éther perchloré ou chlorure de chloroxéthose ; cependant il s'en distingue, comme nous venons de le voir, par la manière dont il se comporte à une température élevée.

II. *Éthers composés perchlorés.* — M. Malaguti a étudié d'une manière comparative l'éther chlorocarbonique $C^5Cl^{10}O^3$, l'éther chloroxalique $C^6Cl^{10}O^4$, l'éther perchloracétique $C^4Cl^8O^2$ et l'éther chlorosuccinique $C^8(Cl^{13}H)O^4$; il a soumis ces corps à l'action de quatre agents, savoir l'alcool, la potasse, l'ammoniaque et la chaleur.

Éther chlorocarbonique. — Ce corps, découvert par M. Cahours, fond entre 86 et 88°, et se fige entre 65 et 63°; il présente, avec l'éther chloroxalique, un air de famille difficile à méconnaître, cependant il ne se comporte pas de la même manière dans différentes réactions.

Dissous dans *l'alcool*, l'éther chlorocarbonique se convertit en une huile, qui n'est autre chose qu'un mélange d'éther carbonique normal et d'éther chloracétique ; en même temps il se forme beaucoup d'acide hydrochlorique :

$$C^5Cl^{10}O^3 + 4C^2H^6O = C^5H^{10}O^3 + 2[C^4(H^8Cl^2)O^2] + 4HCl.$$

Quand on chauffe l'éther chlorocarbonique avec une lessive de *potasse*, il s'établit une réaction très-vive, et l'on obtient du carbonate, du formiate et du chlorure :

$$C^5Cl^{10}O^3 + 10H^2O = 3CH^2O^3 + 2CH^2O^2 + 10HCl.$$

M. Malaguti avait pensé que le formiate serait peut-être un produit secondaire provenant de l'acide chloracétique, lequel, une fois formé, se serait décomposé par un excès de potasse. Cependant il n'a pu remarquer la formation d'aucune trace de chloroforme.

Chauffé dans le *gaz ammoniac*, l'éther chlorocarbonique s'attaque vivement; il se produit une masse parsemée de petits cristaux aciculaires et de paillettes brillantes, qu'on traite par l'éther anhydre. Celui-ci en extrait une matière particulière qui se dépose par l'évaporation spontanée du menstrue; on la fait cristalliser dans l'eau bouillante, et au besoin avec un peu de charbon animal, jusqu'à ce qu'on l'obtienne sous forme de lames très-blanches, semblables à des feuilles de fougère, et d'une saveur franchement sucrée. Les cristallisations réitérées sont nécessaires pour la purification de la substance, cependant on en perd ainsi beaucoup.

Cette substance est une amide particulière à laquelle M. Malaguti donne le nom de *chlocarbéthamide*. Elle fond entre 138° et 140°; vers 220°, elle commence à brunir; elle entre en ébullition au delà de 260°; chauffée brusquement elle se vaporise, et sa vapeur se condense sous forme de paillettes miroitantes et irisées. Broyée à froid avec de la chaux, elle ne dégage pas d'ammoniaque, mais elle en développe beaucoup si on la fait bouillir avec une dissolution alcaline. Abandonnée pendant quelque temps dans l'ammoniaque liquide, elle s'y dissout en se transformant en un sel ammoniacal cristallisable. Elle est extrêmement soluble dans l'alcool et l'éther, mais peu soluble dans l'eau froide.

M. Malaguti représente ce corps par la formule (1):

$$C^{10}H^{12}Cl^{14}N^{4}O^{4}.$$

La formation de ce corps est accompagnée de celle d'une

(1) La formule de M. Malaguti ne se laisse pas dédoubler de manière à présenter le même carbone C^8 que l'éther carbonique (2 vol.) et l'éther chlorocarbonique. Cependant il est peut-être permis de la remplacer par [$C^8H^6Cl^7N^2O^2$] qui irait tout aussi bien avec les résultats de l'analyse. Cette formule exige en effet: carbone 15,3; hydrogène 1,5; chlore 64,3; azote 10,7. Analyse: carbone 15,4; hydrogène 1,6; chlore 64,9; azote

grande quantité de sel ammoniac; il ne s'y produit pas la moindre trace d'eau. On ne peut pas mettre cette amide en équation avec l'éther chlorocarbonique et l'ammoniaque. Cependant M. Malaguti pense que cela tient à la formation simultanée d'un sel ammoniacal particulier qui reste dans les eaux mères de la préparation de cet amide, et qu'il n'est pas parvenu à isoler.

Lorsqu'on met l'amide précédente en digestion avec de l'ammoniaque liquide, elle disparaît peu à peu, et la solution abandonnée dans le vide, donne des paillettes blanches, grasses au toucher, très-amères, très-solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther. Ce sel que M. Malaguti appelle *chlocarbéthamate d'ammoniaque*, fond entre 35 et 37°, et dégage beaucoup d'ammoniaque quand on le broie avec la chaux. Il renferme :

$$[C^{10}H^{12}Cl^{14}N^{2}O^{9},4NH^{3}];$$

et se forme donc par la fixation de 6 éq. d'eau sur la chlocarbéthamide. Les 2/3 de l'azote s'y trouvent sous forme d'ammoniaque, ainsi que l'expérience l'a prouvé; cependant M. Malaguti n'a pas réussi à en isoler l'acide.

L'action de l'ammoniaque liquide sur l'éther chlorocarbonique est encore plus compliquée que celle du gaz ammoniac, car elle agit tout à la fois comme corps amidogénique et comme alcali. Quand on jette de l'éther chlorocarbonique dans l'ammoniaque, on entend un bruissement comme si l'on plongeait un fer chaud dans l'eau; il se produit de la chlocarbéthamide, du carbonate et du formiate d'ammoniaque, du sel ammoniac, et d'autres sels ammoniacaux chlorés, parmi lesquels doit nécessairement se trouver le chlocarbéthamate.

L'action de la *chaleur* seule sur l'éther chlorocarbonique est d'une grande simplicité : en partie ce corps distille sans altéra-

---

10,8. Le chlocarbéthamate d'ammoniaque deviendrait alors : $[C^{5}H^{6}N O^{3},2NH^{3}]$; c'est à-dire : carbone 13,4; hydrogène 2,7; chlore 56,5; azote 9,4. Analyse : carbone 13,5; hydrogène 2,9; chlore 56,8; azote 9,7. L'accord est parfait de part et d'autre. Remarquez aussi que le chlocarbéthamate d'ammoniaque deviendrait, avec les rapports de M. Malaguti exprimés dans ma notation, un sel quadriammoniacal, ce qui est sans analogie. C. G.



tion, en partie il se décompose en acide carbonique, aldéhyde chloré et sesquichlorure de carbone; or,

$$C^5Cl^{10}O^3 = CO^2 + C^2Cl^4O + C^2Cl^6.$$

Ether chloroxalique. — Ce corps avait déjà été étudié par M. Malaguti dans un travail antérieur; son nouveau mémoire en complète plusieurs réactions.

Soumis à l'action de la *potasse*, l'éther chloroxalique donne de l'oxalate, du chloracétate et du chlorure :

$$C^6Cl^{10}O^4 + 4H^2O = C^2H^2O^4 + 2[C^2(HCl^3)O^2] + 4HCl.$$

Le chloracétate se décompose pendant l'ébullition avec la potasse, en formiate et en chloroforme, qui passe à l'état huileux.

L'*ammoniaque* le convertit en deux amides, dont l'une, le chloroxaméthane, a seule pu être analysée, et se trouve déjà décrite dans le dernier travail de M. Malaguti; en même temps il se produit des sels ou un sel à base d'ammoniaque, ainsi que du sel ammoniac. Un fait digne de remarque, c'est que le chloroxaméthane, entièrement pur, ne donne pas d'oxalate par l'action des alcalis; il n'y a donc, entre le chloroxaméthane et l'oxaméthane, d'autre analogie que celle de la composition.

Enfin M. Malaguti a aussi constaté la présence de l'acide chloracétique parmi les produits résultant de l'action de l'*alcool* sur l'éther chloroxalique.

Soumis à plusieurs distillations réitérées et brusques, l'éther chloroxalique se convertit complétement en phosgène, oxyde de carbone et aldéhyde chloré :

$$C^6Cl^{10}O^4 = COCl^2 + CO + 2C^2Cl^4O.$$

A la longue, l'éther chloroxalique renfermé dans un flacon paraît éprouver la même métamorphose que sous l'influence de la *chaleur*.

Toutes ces réactions ont été étudiées par M. Malaguti avec le plus grand soin.

Ether perchloracétique. — Avant d'examiner les réactions propres à cet éther, M. Malaguti a étudié celles de l'éther chloracétique.

Quand on laisse ce dernier, pendant vingt à trente minutes environ, en contact avec l'ammoniaque liquide, il se produit une

masse cristalline, laquelle, cristallisée dans l'eau bouillante, donne de belles lames rectangulaires d'une nouvelle amide, la *chloracétamide*. Ce corps est transparent, sucré, fusible à + 135°, très-peu soluble dans l'eau froide, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Une fois fondu, il commence à brunir à 200° environ, et entre en pleine ébullition entre 238° et 240°. Broyé avec de l'hydrate de chaux, il ne dégage pas d'ammoniaque, mais il en développe quand on le fait bouillir avec une lessive de potasse. Mise en digestion pendant quelque temps dans l'ammoniaque, la chloracétamide finit par s'y dissoudre, et la dissolution convenablement évaporée donne de beaux cristaux transparents de chloracétate d'ammoniaque.

La chloracétamide renferme

$$[C^2H^2Cl^3NO],$$

et se forme donc de la manière suivante :

$$C^4(H^5Cl^3)O^2 + NH^3 = C^2H^6O + C^2H^2Cl^3NO.$$

On n'obtient pas de chloracétamide par la distillation sèche du chloracétate d'ammoniaque. La décomposition de ce sel par la chaleur offre deux phases, dont l'une est représentée par la fusion aqueuse et l'autre par la fusion ignée. Pendant la première phase, le chloracétate d'ammoniaque hydraté se décompose en chloroforme et carbonate d'ammoniaque ; pendant la seconde, le sel anhydre se convertit en sel ammoniac, phosgène et oxyde de carbone. Cette décomposition est d'accord avec celle que M. Kolbe a signalée pour les chloracétates métalliques.

Nous avons vu plus haut que la chloracétamide peut être obtenue par d'autres procédés. M. Cloez l'a préparée par l'action de l'ammoniaque sur l'éther chloroformique ; suivant M. Malaguti, la source la plus abondante de ce corps est l'éther perchloracétique.

Examinons maintenant les réactions que M. Malaguti a étudiées avec ce dernier éther.

Mêlé avec de l'*alcool* absolu, l'éther perchloracétique s'échauffe beaucoup et se convertit complétement en acide hydrochlorique et éther chloracétique :

$$C^4Cl^8O^2 + 2C^2H^6O = 2HCl + [C^4(H^5Cl^3)O^2].$$

D'après les expériences de M. F. Leblanc, la *potasse* décompose l'éther perchloracétique en chloracétate et chlorure ; il va sans dire qu'en faisant bouillir on obtient aussi les produits de décomposition du chloracétate.

L'*ammoniaque*, gazeuse ou liquide, agit vivement sur l'éther perchloracétique, en produisant du sel ammoniac et de la chloracétamide :

$$C^4Cl^8O^2 + 2NH^3 = 2[HCl + C^2H^2Cl^3NO].$$

Soumis à l'action de la *chaleur*, l'éther perchloracétique se convertit en un liquide fumant qui n'est autre chose que l'aldéhyde chloré ; dans ces circonstances, l'éther perchloracétique se dédouble donc en un corps isomère :

$$C^4Cl^8O^2 = 2C^2Cl^4O.$$

Cette transformation avait déjà été soupçonnée par M. F. Leblanc, lorsqu'en voulant déterminer la densité de la vapeur de l'éther perchloracétique, il l'avait trouvée beaucoup plus faible que le calcul ne l'indiquait.

L'isomérie de l'éther perchloracétique et de l'aldéhyde chloré est un rare exemple, dans la chimie organique, de deux corps de provenance entièrement différente, partageant toutes les propriétés chimiques et ne différant entre eux que par la densité et le point d'ébullition.

Ether chlorosuccinique. — De tous les éthers perchlorés, l'éther chlorosuccinique est le seul dans lequel on admette encore de l'hydrogène (1).

---

(1) Je me permettrai ici une observation. Si l'on considère que M. Cahours a obtenu à l'analyse de l'éther chlorocarbonique 0,16 — 0,23 d'hydrogène, provenant d'eau hygroscopique, on est tenté d'attribuer à la même cause les 0,19 — 0,28 d'hydrogène, obtenus à l'analyse de l'éther chlorosuccinique. On objectera qu'en n'admettant que du chlore (Cl^{14}), le carbone obtenu à l'analyse devient un peu trop fort (15,37 — 15,22, le calcul n'exigeant que 14,5) ; mais il arrive quelquefois dans la combustion des corps chlorés qu'on obtienne un léger excès sur l'acide carbonique ; M. Cahours, dont l'habileté, comme expérimentateur, est bien reconnue, l'a prouvé lui-même dans l'analyse de l'éther chlorocarbonique. Comme l'éther chlorosuccinique a été cristallisé dans l'éther avant d'avoir été analysé, il se pourrait qu'une trace de solvant ait diminué la propor-

Il ne se dissout dans l'*alcool* qu'à l'aide de la chaleur ; dès que sa dissolution est complète, il n'est plus possible d'en retirer la moindre trace ; tout est décomposé et transformé en une huile que l'eau peut rendre libre et qui n'est qu'un mélange d'éther chloracétique, d'éther carbonique et de l'éther d'un acide nouveau, que M. Malaguti appelle *acide chlorosuccique*.

Celui-ci est très-acide, cristallisable, fond à 60°, se volatilise par la chaleur et se condense sous forme de prismes soyeux très-déliés. Sa dissolution étendue n'est point troublée par le nitrate d'argent ; mais si elle est concentrée, elle donne immédiatement un magma cristallin, formé de petits prismes très-brillants, peu sensibles à froid à l'action de la lumière, mais très-sensibles à chaud. Aucun sel ne précipite la dissolution étendue de cet acide, même saturée d'ammoniaque ; son sel ammoniacal cristallise en fibres asbestoïdes non déliquescentes. M. Malaguti y a trouvé

$$[C^6(H^4Cl^6)O^3]$$

et dans le sel d'argent

$$[C^6(H^2Ag^2Cl^6)O^3].$$

L'action de l'alcool sur l'éther chlorosuccinique peut donc s'exprimer par l'équation suivante :

$$2[C^8(HCl^{13})O^4] + 10[C^2H^6O] = \underset{\text{éther carbon.}}{2[C^5H^{10}O^3]} + \underset{\text{éther chloracétiq.}}{4[C^4(H^5Cl^3)O^2]} + \underset{\text{éther chlorosuccinq.}}{[C^{10}(H^{12}Cl^6)O^3]} + 8HCl + H^2O.$$

L'éther chlorosuccinique ne diffère de l'éther chlorocarbo-

---

tion du chlore. M. Cahours en a obtenu 74,25 ; en supposant l'éther chlorosuccinique exempt d'hydrogène, c'est-à-dire $[C^8Cl^{14}O^4]$, il faudrait 75,8 p. c. de chlore.

Il serait très-singulier que le chlore n'enlevât que 13 éq. d'hydrogène et laissât intact le quatorzième et dernier ; dans tous les autres éthers perchlorés, la totalité de l'hydrogène a pu être enlevée par le chlore.

J'avoue d'ailleurs que ma supposition n'est pas appuyée par les métamorphoses de l'éther chlorosuccinique, considérées d'après les analyses de M. Malaguti, dont on ne peut guère non plus révoquer en doute l'exactitude.

Quoi qu'il en soit, il y a là quelques points à éclaircir sur lesquels j'appelle l'attention de M. Cahours et de celle M. Malaguti. C. G.

nique que par les éléments $[C^6(Cl^6H)O]$ que le premier renferme en sus; l'alcool agit, en effet, sur l'éther chlorosuccinique comme s'il était en présence de l'éther chlorocarbonique et d'un semblable corps :

éther chlorosuccique

$$[C^6(Cl^6H)O] + 2C^2H^6O = [C^{10}(H^{12}Cl^6)O^3] + H^2O.$$

M. Malaguti appelle *chlorosuccide* ces éléments complémentaires de l'éther chlorocarbonique, qui reviennent dans toutes les métamorphoses de l'éther chlorosuccinique, et dont l'adoption, selon M. Malaguti, en facilite beaucoup l'intelligence.

Lorsqu'on chauffe l'éther chlorosuccinique avec une lessive de *potasse*, la réaction est vive, tout l'éther disparaît, il se produit du chlorure, du carbonate, du formiate, ainsi que du chlorosuccate :

$$2[C^8(HCl^{13})O^4] + 21H^2O = 6CH^2O^3 + 4CH^2O^2 + [C^6(H^4Cl^6)O^3] + 20HCl.$$

Quand on fait arriver du gaz *ammoniac* sec sur de l'éther chlorosuccinique en poudre, la masse s'échauffe beaucoup ; le produit traité par l'éther sulfurique lui cède un mélange de chlocarbéthamide et d'un sel ammoniacal particulier. On traite ce mélange par l'eau froide qui dissout ce dernier, en laissant la chlocarbéthamide, laquelle peut s'obtenir pure par la cristallisation dans l'eau bouillante.

Le sel ammoniacal, dissous par l'eau froide, est décomposé par l'acide hydrochlorique ; il se précipite ainsi une huile qui cristallise immédiatement. Ce produit est un acide azoté, cristallisant en prismes à quatre pans terminés par des pyramides, décomposant les carbonates et d'une saveur extrêmement amère ; il est presque insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther, fond dans l'eau entre 83 et 85°, et dans l'air à 200° ; mais il se sublime déjà à 125° et jaunit à 250°.

Cet acide, que M. Malaguti appelle *acide chlorazosuccique*, donne, en dissolution concentrée et saturée par l'ammoniaque, les réactions suivantes : il précipite en lilas les sels de cuivre, en blanc cristallin les sels de chaux, en blanc amorphe les sels d'argent et les persels de mercure ; il ne précipite pas les solutions de chlorure de baryum, le sulfate de magnésie, le sulfate

de manganèse et le sulfate de zinc. M. Malaguti le représente par

$$[C^8Cl^6H^2N^2O^2].$$

Le chlorazosucçate d'ammoniaque se décompose déjà au bain-marie avec une vive effervescence; le résidu, traité par l'éther sulfurique, laisse beaucoup de sel ammoniac et cède au solvant une matière particulière qui cristallise dans l'eau bouillante en longues aiguilles prismatiques, incolores, très-solubles dans l'alcool et l'éther, fusibles entre 86° et 87°, volatiles sans décomposition, ne dégageant pas d'ammoniaque à froid par leur contact avec les alcalis hydratés, mais donnant beaucoup d'ammoniaque par l'ébullition avec ces agents. C'est donc une amide nouvelle que M. Malaguti représente par

$$[C^4H^2Cl^4N^2O]$$

et qu'il appelle *chlorosuccilamide*. En considérant cette composition, on remarque que l'amide se formerait du chlorazosucçate d'ammoniaque par l'élimination simultanée de sel ammoniac et d'un mélange gazeux de CO et de CO^2; M. Malaguti, n'ayant pu opérer que sur une petite quantité de matière, n'a pu constater que le dégagement de l'acide carbonique.

Quoi qu'il en soit, l'action immédiate de l'ammoniaque sur l'éther chlorosuccinique rappelle celle du même agent sur l'éther chlorocarbonique; toute la différence consiste dans la formation du chlorazosucçate d'ammoniaque, aux dépens des éléments complémentaires, appelés chlorosuccide par M. Malaguti.

Quant à l'action de l'ammoniaque liquide, elle est la même que celle de l'ammoniaque gazeuse.

Enfin l'action de la *chaleur* sur l'éther chlorosuccinique le rapproche aussi de l'éther chlorocarbonique. En distillant le premier à 290°, il se dégage CO^2, et il passe une huile dense, contenant de l'aldéhyde chloré, du sesqui-chlorure de carbone, ainsi qu'un troisième liquide que l'eau convertit à la longue en acide chlorosuccique, et qui par conséquent paraît être le chlorosuccide :

$$C^8(HCl^{13})O^4 = CO^2 + C^2Cl^6 + [C^2(Cl^3H)O] + C^3Cl^4O.$$

On le voit, l'histoire de l'éther chlorosuccinique est une répétition exacte de celle de l'éther chlorocarbonique, augmentée des phénomènes qui se rapportent au chlorosuccide.

Le dédoublement curieux que présente l'éther chlorosuccinique, a conduit M. Malaguti à chlorurer d'autres éthers formés par des acides polybasiques ; mais il n'a pu se procurer des corps bien définis, du moins en opérant sur l'éther aconitique et l'éther adipique.

En terminant l'exposé de ses importantes recherches, M. Malaguti discute la portée théorique des résultats qu'il a obtenus ; après avoir examiné jusqu'à quel point ces résultats sont d'accord avec la théorie dualistique, il se trouve conduit à pencher en faveur de l'opinion qui considère les éthers composés non pas comme des corps binaires comparables aux sels, mais comme des molécules douées d'une individualité propre, sans prédisposition dualistique, et comparables, en un mot, aux amides. M. Malaguti admet, dans les éthers chlorés, la même constitution que dans les éthers normaux d'où ils dérivent ; les différences que ces derniers présentent dans les réactions avec les éthers chlorés se conçoivent, si l'on considère qu'une molécule qui renferme du chlore à la place de l'hydrogène ne doit plus présenter la même stabilité. Cependant, tout en admettant pour les éthers composés cette similitude de constitution, M. Malaguti la rejette quant à l'éther sulfurique et à l'éther perchloré de M. Regnault. Il me semble qu'on pourrait aussi, pour ce dernier cas, se prévaloir des différences de stabilité que présentent les corps hydrogénés et les corps chlorés, et admettre la même constitution dans l'éther normal et dans l'éther perchloré : car en faisant passer de l'éther dans un tube chauffé au rouge sombre, on obtient de l'aldéhyde normal C^2H^4O et de l'hydrogène carboné ; ce dernier pourrait bien être le correspondant du sesqui-chlorure de carbone.

Les expériences de M. Malaguti viennent aussi confirmer la polybasicité des acides carbonique, oxalique et succinique ; l'action exercée par l'ammoniaque, la potasse, l'alcool et la chaleur sur leurs éthers perchlorés les différencie des acides monobasiques tels que l'acide formique et l'acide acétique.

MALAGUTI. — Acide et éther adipique.

Voici un procédé à l'aide duquel M. Malaguti a pu produire beaucoup d'*acide adipique* :

Il fit bouillir dans une spacieuse cornue jointe à un récipent, du suif ordinaire avec de l'acide nitrique du commerce qu'il renouvela de temps en temps, après avoir fait agir plusieurs fois de suite la portion distillée. Il continua ainsi jusqu'à disparition de la matière grasse et apparition de cristaux dans le récipient refroidi, ensuite il concentra le liquide au bain marie; elle se prit en masse cristalline par le refroidissement; il la jeta sur un entonnoir, la lava d'abord avec l'acide nitrique concentré, puis avec l'acide étendu et enfin avec l'eau froide. La matière fut enfin cristallisée dans l'eau bouillante.

Cet acide a présenté la composition et les caractères que M. Laurent a déjà fait connaître.

M. Malaguti a aussi obtenu l'*éther adipique*, au moyen de l'alcool et du gaz hydrochlorique. La densité de cet éther est de 1,001 à + 20°5 ; il entre en ébullition à + 230° en s'altérant. Il a l'aspect d'une matière huileuse un peu ambrée, ayant une odeur très-prononcée de pomme de reinette et une saveur amère et caustique à la fois. Il est décomposé par les alcalis avec dégagement d'alcool. Le chlore l'attaque facilement avec dégagement de HCl, mais sous l'influence prolongée de cette action, l'éther adipique ne tarde pas à s'épaissir et à acquérir la consistance de la térébenthine. Soumis à l'analyse, il a été trouvé composé de

$$C^{10}H^{18}O^{4} ;$$

c'est donc un isomère de l'acide sébacique et du subérate de méthylène.

CLOEZ. — Action du chlore sur l'éther acétique de l'alcool et l'esprit de bois.

Nous avons déjà parlé dans les Comptes rendus de l'année précédente (p. 140 et 208), de l'amide chlorée obtenue par M. Malaguti par l'action de l'ammoniaque sur l'éther chloracétique.

Cette même amide, connue maintenant sous le nom de *chloracétamide*, se forme aussi, comme nous l'avons vu, dans l'action de l'ammoniaque sur l'aldéhyde chloré, sur l'éther perchloracétique, et sur les produits de l'action du feu sur ces éthers perchlorés, lesquels donnent alors de l'aldéhyde chloré.

Nous avons également fait connaître la production de la même amide au moyen de l'éther chloroformique, production qui avait été étudiée par M. Cloez.

Ce dernier chimiste a communiqué à l'Académie des sciences (1) quelques autres faits intéressants sur les éthers chlorés et leurs dérivés.

Il a examiné l'action du chlore sur la chloracétamide; il a constaté qu'avec le gaz sec il n'y a pas d'action sensible, même au soleil; mais si l'on ajoute un peu d'eau, on obtient un nouveau corps renfermant

$$[C^2(Cl^4H)NO],$$

la chloracétamide étant $[C^2(Cl^3H^2)NO]$. Ce nouveau corps se dissout à froid dans l'ammoniaque ou la potasse en dissolution, en produisant des sels cristallisés. M. Cloez l'appelle, en raison de son origine et de ses propriétés, *acide chloracétamique*.

M. Cloez a vu, comme M. Malaguti, que l'éther perchloracétique ne peut pas être soumis à la distillation sans se dédoubler en aldéhyde chloré; la production de ce dernier corps explique les variations que présente le point d'ébullion des produits de la distillation de cet éther.

L'action du chlore sur l'éther acétique de l'esprit de bois était, sous plus d'un rapport, intéressante à examiner. Ce liquide a exactement la même composition que l'éther formique de l'alcool; ses caractères physiques sont aussi sensiblement les mêmes, mais il en diffère essentiellement par ses propriétés chimiques. La décomposition que ces deux corps éprouvent, sous l'influence des alcalis, les différencie suffisamment.

Mais voici un fait digne de remarque, et qui rapproche encore ces deux éthers. Le composé perchloré qu'on obtient avec l'éther acétique de l'esprit de bois, a exactement la même composition, les mêmes propriétés physiques et chimiques que l'éther perchloroformique. Ainsi, il bout vers 200°; quand on fait passer sa vapeur à travers un tube de porcelaine chauffé presque au rouge, il se décompose en aldéhyde chloré et gaz phosgène :

$$C^3Cl^6O^2 = C^2Cl^4O + COCl^2.$$

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, XXI, 873.



Sa densité à 18° est de 1,691 ; sous l'influence de l'humidité, il se change en acides chloracétique, carbonique et hydrochlorique. Avec l'ammoniaque, il donne immédiatement de la chloracétamide ; avec l'alcool, il donne de l'acide hydrochlorique, de l'éther chloracétique et de l'éther chloroxycarbonique (éther formique monochloré). Ces deux éthers se reconnaissent aisément aux produits qu'ils donnent avec l'ammoniaque (chloracétamide et uréthane).

L'identité chimique de l'éther perchloroformique de l'alcool et de l'éther perchloracétique de l'esprit de bois, est un fait de plus à ajouter à ceux qui démontrent combien les efforts des chimistes sont stériles quand ils espèrent, à l'aide de réactions, parvenir à la connaissance de la constitution intime des corps, et surtout à la connaissance des groupements dualistiques. Je ne puis que répéter ici mes observations à l'occasion de la première communication de M. Cloez (1845, p. 236).

BROMEIS, HOFMANN, GERHARDT. — Composition de la quinoléine et son identité avec le leucole.

M. Liebig a avancé l'autre jour, et quelques chimistes ont répété d'après lui, que M. Bromeis aurait corrigé ma formule de la quinoléine, et que M. Hofmann aurait le premier découvert l'identité de cet alcaloïde avec celui que Runge avait trouvé il y a une douzaine d'années, dans le goudron de houille.

La correction attribuée à M. Bromeis est telle qu'elle supposerait dans mes analyses une erreur de 1 et 1/2 pour 100 sur l'hydrogène, ce qui est énorme pour un corps d'un poids atomique si faible.

Les assertions précédentes sont dénuées de fondement, et je vais le prouver.

Je n'ai jamais publié, pour la quinoléine, une formule où il y eût de l'oxygène ; si M. Liebig me reproche d'y avoir admis cet élément, son allégation repose sur une communication confidentielle que je lui avais faite, avant toute publication, à une époque où mes expériences étaient encore incomplètes. La seule formule rapportée dans mon mémoire donne du carbone, de l'hydrogène et de l'azote.

Selon M. Liebig, les expériences de M. Bromeis infirmeraient les analyses de la quinoléine qui se trouvent dans mon mémoire.

M. Liebig n'a pas pris la peine d'examiner les faits, sans cela il aurait vu que mon mémoire ne donne pas une seule analyse de quinoléine libre, car je n'en avais pas eu assez pour la déterminer sous cette forme; mes combustions ont été faites sur le chloroplatinate qui s'obtient aisément sous forme cristallisée. Or, voici mes analyses, mises en regard de celles de M. Bromeis; j'y joins aussi les analyses postérieures de M. Hofmann sur le chloroplatinate de leucole; elles sont toutes rapportées à C = 75.

	Gerhardt.			Bromeis.			Hofmann.	
Carbone. . . .	32,99	32,46	32,51	33,3	33,4	33,3	32,05	
Hydrogène. . .	3,14	3,14	3,28	2,71	2,83	2,68	2,56	
Azote.	4,42							
Platine.	27,80	28,08	27,69	28,34	28,34	28,81	29,25	29,11

Et ne croyez pas que M. Bromeis, ayant trouvé un peu moins d'hydrogène et un peu plus de carbone, ait fait de meilleures analyses; son carbone est beaucoup trop fort, ainsi qu'il résulte des expériences de M. Hofmann, qui a été dans le cas d'expérimenter sur plus de matière, et par conséquent de la mieux purifier des matières neutres hydrocarbonées.

En effet, le *leucole* de Runge, récemment étudié par M. Hofmann, est identique à la quinoléine obtenue par l'action de la potasse sur la quinine et la cinchonine.

Runge n'avait jamais analysé son leucole. Les analyses de M. Hofmann sont postérieures de dix-huit mois aux miennes de la quinoléine, et, dans son mémoire (*Ann. der Chem. u. Pharm.*, XLVII, p. 78), ce chimiste dit expressément : « Peu de temps » après avoir commencé l'étude du leucole, j'étais disposé à » prendre ce corps pour celui qui avait été obtenu par Gerhardt » dans l'action de la potasse sur la quinine ; .... *mais je me suis* » *bientôt convaincu de la différence absolue de ces deux corps.* »

Malgré cette assertion si positive de M. Hofmann, je repris aussitôt les réactions de la quinoléine, et je trouvai qu'elle aussi pouvait présenter avec l'acide chromique les réactions qui, selon M. Hofmann, la différenciaient du leucole. J'ai donc été le

premier à adopter cette identité ; elle se trouve consignée dans la feuille 8 du 2[e] vol. de mon *Précis*, feuille qui avait été imprimée en novembre 1844 et communiquée à plusieurs amis; de plus, je l'ai annoncée dans le cahier de janvier 1845 de ces comptes rendus, et ce cahier a été adressé par moi-même à M. Liebig ; enfin, le 4 mars de la même année, je l'ai communiquée par lettre à M. Hofmann lui-même, et *c'est après cette communication que M. Liebig a fait publier cette identité comme ayant été découverte par son neveu*, M. Hofmann. Les chimistes apcieront ce procédé.

Non-seulement j'ai le premier annoncé l'identité du leucole et de la quinoléine, mais j'ai aussi rejeté ma première formule, celle de M. Bromeis et celle de M. Hofmann ; ces messieurs n'ont donc absolument rien à réclamer contre moi dans toute cette question. D'accord avec les idées que nous essayons, M. Laurent et moi, à faire prévaloir, la véritable formule de la quinoléine ou du leucole, représentée par 2 volumes, est, selon moi, C^9H^7N. Cette expression s'accorde avec les analyses de M. Hofmann sur le chloroplatinate et le chloromercurate de leucole :

	Chloroplatinate.				Chloromercurate.	
	Anal. de M. Hofm.		Ma formule.		Anal. de M. Hofm.	Ma form.
Carbone. . .	32,08		32,1	Carbone. . .	26,5	26,9
Hydrogène. .	2,58		2,4	Chlore. . . .	17,6	17,9
Platine. . . .	29,1	29,3	29,2	Mercure . .	49,9	49,8

Il faut déjà opérer sur beaucoup de matière pour réussir à purifier complétement la quinoléine de substances hydrocarbonées ; l'analyse des sels cristallisés mérite donc plus de confiance.

Résumons. Il y a environ douze ans, M. Runge extrait du goudron de houille un alcali huileux qu'il appelle leucole, sans l'analyser ni aucun de ses sels ; en 1842, je décompose la quinine et la cinchonine en un alcali huileux, que j'appelle quinoléine, et dont j'analyse le chloroplatinate ; en 1843, M. Hofmann analyse le leucole de Runge et nie positivement l'identité du leucole et de la quinoléine ; en 1844, M. Bromeis analyse la quinoléine libre et trouve les mêmes résultats que moi à l'analyse du chloroplatinate, mais croit avoir des raisons pour adopter une autre formule ; quelques mois après, j'annonce le premier l'identité du

leucole et de la quinoléine, je déclare fausses les formules de MM. Bromeis et Hofmann, ainsi que la mienne, et propose les rapports C^9H^7N comme étant les seuls vrais.

Voilà les faits tels qu'ils se sont passés ; si l'on veut m'attaquer, c'est sur cette dernière formule qu'il faudra m'argumenter, car j'en suis le seul auteur.

LIEBIG. — Action de l'acide nitrique sur la brucine et de la potasse sur l'indigo.

J'ai annoncé dernièrement (1) que la coloration rouge qu'éprouve la brucine de la part de l'acide nitrique, était accompagnée d'un dégagement de gaz inflammable que j'ai considéré comme de l'éther nitreux.

M. Liebig dit (2) avoir condensé ce gaz l'hiver dernier ; c'est, selon lui, un liquide bouillant à 70 ou 75°, et non pas l'éther nitreux.

Je ne savais pas qu'un liquide bouillant à 75° pût rester gazeux à la température ordinaire, et qu'il fallût, pour le condenser, les froids d'un hiver rigoureux. C'est là une observation certainement fort curieuse que je suis bien aise de ne pas avoir faite moi-même.

M. Liebig, comme tant d'autres chimistes, a manié bien souvent la brucine, et fait voir, dans son cours, la coloration rouge par l'acide nitrique, sans s'apercevoir qu'il s'y développe un gaz. Si je découvre le fait, si quelques pincées de brucine que j'ai à ma disposition, me permettent de constater que c'est un gaz inflammable, de l'odeur de l'éther nitreux, brûlant comme l'éther nitreux, donnant par la combustion des vapeurs nitreuses et présentant les mêmes conditions de solubilité que l'éther nitreux ; si le manque de matière ne me permet pas de soumettre le gaz à l'analyse, si d'ailleurs je fais des essais comparatifs avec l'éther nitreux préparé exprès, je n'en conclus qu'une chose, c'est que j'ai donné avec bonne foi mes observations telles que je les avais faites, et sans lesquelles on n'aurait pas

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 111.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 34.



su que la brucine dégage un gaz inflammable au contact de l'acide nitrique. Maintenant que M. Liebig le sait par moi, il lui sera facile de l'étudier complétement s'il a assez de brucine.

Pour le moment, je ne vois pas en quoi son *liquide bouillant à* 75° *et gazeux à la température ordinaire* renverserait les faits que j'ai publiés sur cette réaction.

Mais voici ce que M. Liebig n'y a pas vu. S'il avait lu attentivement ma note, il aurait remarqué que j'y recommande expressément de laisser la réaction s'accomplir sans l'application d'une chaleur artificielle. Or, M. Liebig a chauffé le mélange de brucine et d'acide nitrique; de cette manière, la réaction est allée plus loin, et il s'est dégagé de l'éther nitreux en même temps que les vapeurs d'un liquide provenant d'une décomposition secondaire. Ceci explique pourquoi M. Liebig, « *favorisé par le froid qui régnait l'hiver dernier, a pu condenser une partie des gaz.* » Ce qu'il a condensé renfermait donc encore autre chose que de l'éther nitreux.

J'ai répété ces derniers jours mon expérience avec quelques grammes de brucine que j'ai fait fondre préalablement, pour en chasser toute l'eau de cristallisation ; puis je l'ai placée dans une petite cornue, à laquelle se trouvait adapté un tube recourbé en U et plongeant dans un mélange de glace et de sel marin ; à ce tube était fixé en outre un tube destiné à conduire le gaz dans des éprouvettes. J'ai fait peu à peu arriver sur la brucine de l'acide nitrique de 1,40, par un tube effilé qui traversait le bouchon fixé dans la tubulure de la cornue ; j'ai laissé la réaction marcher sans chauffer ; du reste, la matière s'échauffe assez d'elle-même jusqu'à 40 ou 50° environ. Le gaz s'est immédiatement dégagé en abondance ; il était parfaitement incolore, brûlait avec une flamme blanche un peu verdâtre, avait l'odeur de pomme de reinette, et précipitait en noir le protosulfate de fer. On ne remarquait pas une trace de vapeur rouge en dirigeant le gaz au fond d'une éprouvette, de manière à le mettre en contact avec l'air ; il ne se développait donc pas de bioxyde d'azote ; le dégagement gazeux était continu, malgré le mélange réfrigérant. Au bout d'une demi-heure j'en retirai le tube en U pour recueillir le fameux liquide bouillant à 75°, mais je n'aperçus sur les parois intérieures qu'une légère

rosée qui s'en allait par la chaleur de la main ; et notez, le dégagement de gaz n'avait pas cessé un instant pendant une demi-heure.

Les chimistes qui ont préparé l'éther nitreux par l'alcool et les vapeurs développées au moyen d'acide nitrique et de fécule, savent combien on perd de cet éther à l'état de gaz ; il faut déjà opérer sur beaucoup de matière pour en condenser des quantités un peu notables.

Et ce gaz serait, selon M. Liebig, la vapeur d'un liquide bouillant à 75° !

Puisque M. Liebig a eu assez de ce curieux liquide pour en déterminer le point d'ébullition, pourquoi n'en communique-t-il pas l'analyse? Pour déterminer un point d'ébullition, il faut cependant bien plus de liquide que pour une analyse.

Il y a trois ou quatre ans, j'ai publié une petite note de quelques lignes dans laquelle il est dit que l'indigo du commerce donnait du valérate par la fusion avec la potasse. Un chimiste allemand, M. Winckler, examine cette réaction et obtient de l'acétate, mais par contre il produit du valérate avec le lycopodium traité de la même manière ; un autre, M. Muspratt, obtient de l'acétate avec l'indigo et avec le lycopodium, et il en conclut qu'il ne s'est pas placé dans les mêmes conditions que M. Winckler et que moi.

Cette différence de résultats, d'ailleurs très-peu importants, fournit aussi à M. Liebig le texte de quelques agressions.

M. Liebig ne se rappelle pas que l'indigo du commerce n'est jamais pur et renferme en grande quantité des matières étrangères de toute espèce ; la formation des acides liquides et volatils n'a jamais été observée par l'indigotine pure. Il est évident que l'acide valéranique et l'acide acétique provenaient de ces substances étrangères.

La caséine donne, selon M. Liebig, du valérate quand on la fait fondre avec la potasse ; l'albumine végétale ne se comporterait-elle pas de la même manière? J'ai eu dernièrement de l'indigo qui renfermait de la fécule ; ne sait-on pas qu'elle donne des acides volatils (acétique, métacétonique) par la fusion avec la potasse ?

WOEHLER ET LIEBIG. — Nouvel éther cyanique.

MM. Woehler et Liebig (1) ont annoncé dernièrement l'existence d'un nouvel éther cyanique d'une composition fort bizarre, et qu'on obtiendrait en saturant l'alcool par des vapeurs d'éther cyanique. Ce nouveau corps renferme, selon ces chimistes,

$$C^3H^7O^2N,$$

et doit être considéré comme la combinaison d'un corps hypothétique, l'acide cyanique anhydre, avec l'oxyde d'un radical également hypothétique, l'éthyle, le tout uni à 2 atomes d'eau.

Ils promettent de le décrire prochainement d'une manière détaillée, et ajoutent seulement : « Ce nouveau corps cristallise en larges feuilles ou en tables transparentes, fort solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther, très-fusibles et fort volatiles. »

Ces chimistes ne se sont pas rappelé que l'acide cyanique est capable de se dédoubler, avec le concours de 1 éq. d'eau, en acide carbonique et ammoniaque, autrement ils auraient reconnu que leur nouveau corps présente la composition et les caractères de l'*uréthane*, depuis longtemps découverte par M. Dumas, et reproduite, il y a quelques mois, par M. Cahours (2), au moyen de l'éther carbonique et de l'ammoniaque.

Il en est donc probablement de cette découverte de MM. Woehler et Liebig, comme de cette autre du nouveau dérivé de l'urée (3).

---

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIV. — La note ci-dessus était déjà composée en placard quand je reçus, par le journal l'*Institut* du 18 mars, la communication de quelques nouvelles observations faites sur l'uréthane par M. Wurtz et présentées à l'Académie dans la séance de l'avant-veille. Dans cette communication, M. Wurtz signale aussi la singulière coïncidence qui existe entre les caractères de l'uréthane et ceux du prétendu nouvel éther de MM. Woehler et Liebig. D'après cela, il ne peut plus y avoir de doute sur l'erreur qui a été commise par eux. C. G.

(2) *Comptes rendus des travaux de chimie.*, 1846, p. 5.

(3) *Ibid.*, 1845, p. 275.



Chimie.

De la nutrition dans l'œuf.

Par MM. Prévost, D[r], et A. Morin, Ph. à Genève;

(lu à la soc. de Ph. et d'H. N. en Décembre 1845.)

(SUITE ET FIN.)

Des enveloppes de l'œuf.

Le tableau suivant présente les poids de la coquille et de sa membrane en regard de ceux des œufs pris avant l'incubation et après le développement partiel ou total :

Œufs.	Enveloppes.			Poids de l'œuf.		
	Coquille.	Membrane fraîche.	Membrane sèche.	Avant l'incubation.	Après l'incubation.	Différence.
Non couvés.	4,2		0,15	46,37		
	5,06	0,45		49,55		
Au 7e jour d'incubation.	4.80		0,15	58,4	55,5	2,9
	4.65		0,25	52,7	51,0	1,7
	4.00		0.20	47.7	44.9	2,8
	5,10		0,20	48,5	46,0	2,5
Au 9e jour.	5,00	0,4			48,9	
	4,37	0,32			53,8	
	4,92		0,22	60,0	55,6	4,4
	4,61		0,16	55,0	51,1	3,9
Au 12e jour.	4,31		0,21	56,1	49,7	6,4
	5,86		0,23	61,5	56,2	5,3
Au 14e jour.	4,3	0,46	0,19	63,8	59,0	4,8
	5,23	0,2	0,17	60,8	56,5	4,3
	5,9	0,3		70,5	64,3	6,2
	5,0		0,23	58,2	52,5	5,7
	4,53		0,15	56,0	49,5	6,5
	5,17		0,17	61,8	57,8	4,0
Au 21e jour.	5,07	0,25		57,3	49.1	8,2
	3,95	0,23		59,5	50,3	9,2
	5,6	0,26		63,5	52.5	11,0
	5,07	0,35		53,8	45,6	8,2

La constance des poids de la coquille et de sa membrane prouve que leur rôle se borne à celui d'enveloppes. Les seules différences que l'on remarque sont une légère dessiccation de la membrane

vers la fin de l'incubation et son épaississement dû au dédoublement des feuillets. Cette modification, qui lui donne l'aspect d'une étoffe cardée, tient probablement au passage répété de substances gazeuses.

Du corps gras.

Sous ce nom général, nous avons compris l'huile, la cholestérine et la matière visqueuse que M. Gobley a montrée être formée par un savonule résultant de la combinaison de l'ammoniaque avec des acides gras et de l'acide phosphoglycérique. La proportion de cette matière visqueuse est d'un gramme environ par cent; elle ne paraît pas plus disposée que les autres substances grasses à s'assimiler, car le jaune en contient jusqu'au vingt et unième jour.

L'huile d'œufs, composée d'oléine, de margarine et de cholestérine, est colorée uniformément en jaune avant l'incubation. Elle éprouve diverses modifications apparentes pendant le développement de l'œuf, en se répartissant comme graisse dans les membranes et le fœtus.

Au septième jour, le jaune épais cède à l'éther une huile entièrement jaune; celle extraite du jaune liquide est jaune au commencement de l'extraction et blanche à la fin. Les membranes et le blanc donnent une huile blanche transparente; l'amnios contient une graisse blanche très-épaisse; la graisse du fœtus est blanchâtre et a la consistance de la graisse de porc.

Au quatorzième jour, l'huile du jaune est épaisse, jaune et à demi cristallisée; celle des membranes offre la même apparence; celle qu'on retire du blanc est décolorée et plus épaisse; le fœtus fournit une graisse rougeâtre et solide.

Au vingt et unième jour, l'huile extraite du jaune est épaisse et jaune, la dernière obtenue plus pâle; celle de la membrane du jaune est très-colorée et à moitié solide. Le fœtus fournit d'abord une graisse jaune solide, qui se décolore à l'air en quelques jours, puis une graisse blanche plus molle et très-odorante.

En résumé, l'huile du jaune éprouve une première modification dans le jaune liquide, se décolore dans les membranes, et fournit au fœtus une graisse plus solide.

Des autres substances.

Nous avons fait remarquer l'épaississement graduel du blanc et du jaune. Nous n'ajouterons rien sur les substances albumineuses qui constituent la plus grande partie de ces deux corps, mais nous dirons quelques mots d'autres substances en petite quantité qui préexistent dans l'œuf, ou qui se forment pendant son développement.

Au sixième jour, le fœtus et les membranes cèdent à l'eau bouillante de la gélatine et quelques traces de la substance que nous avons désignée sous le nom de matière gélatiniforme. Elle se trouve aussi dans le liquide du jaune avec de l'osmazome et un peu de gélatine ; mais on ne parvient à l'en extraire, en quantité un peu notable, qu'en soumettant d'abord le liquide à l'action successive de la potasse caustique et de l'acide sulfurique, pour saponifier l'huile et séparer les acides gras, ainsi que l'albumine.

Des cendres.

Nous donnons les résultats de l'incinération de l'œuf avant l'incubation, à quatorze et à vingt et un jours, obtenus avec les parties intérieures privées du corps gras et ne comprenant pas, en conséquence, l'acide phosphorique qu'aurait pu fournir la matière visqueuse par la décomposition de l'acide phosphoglycérique.

Le traitement par l'eau bouillante a suffi pour éliminer complétement la chaux à l'état de sous-phosphate insoluble, avec un peu de sous-phosphate de magnésie.

Dans un seul cas les cendres de l'amnios ont contenu un sel de chaux soluble. La partie soluble des cendres renferme du chlore, de l'acide sulfurique et des bases alcalines.

OEufs non couvés.

	Matières sèches sans corps gras.	Cendres.	Phosphates insolubles.	Sels solubles.
Blanc. . .	15,09	0,85	0,13	0,68
Jaune. . .	15,166	0,90	0,90	0,00
	30,256	1,75	1,03	0,68

OEufs de quatorze jours.

	Matières sèches sans corps gras.	Cendres.	Phosphates insolubles.	Sels solubles.	
Blanc.	12,73	0,70	0,105	0,595	
Jaune.	9,65	0,38	0,30	0,60	
Membranes et jaune liquide.	2,10	0,28	0,24	0,04	
Fœtus.	1,54	0,205	0,085	0,12	alcalins.
Amnios.	0,37	0,13	0,02	0,11	
	26,39	1,695	0,750	0,945	

OEufs de vingt et un jours.

	Matières sèches sans corps gras.	Cendres.	Phosphates insolubles.	Sels solubles.
Jaune.	5,21	0,16	0,145	0,005
Membrane du jaune et blanc.	4,80	0,205	0,205	0,000
Membrane respiratoire, chorion et amnios. . .	0,42	0,04	0,015	0,025
Fœtus.	16,87	1,825	1,095	0,73
	27,30	2,22	1,46	0,76

Les phosphates insolubles du jaune et de sa membrane contenaient une petite proportion de carbonates.

Les cendres des œufs non privés des corps gras et de la matière visqueuse ne se comportent pas de la même manière. Voici les résultats fournis par un œuf de 9 jours dont le poids primitif était de 50gr·,23 non compris la coquille :

	Matières fraîches.	Cendres.	Observations.	
Blanc.	9,37	0,14	1° part. soluble dans l'eau	— soude, beaucoup de chaux. acide sulfurique, ni chlore ni ac. phosph.
			2° part. insoluble dans l'eau	— phosphate de chaux.
Jaune épais.	3,83	0,15	1° part. soluble dans l'eau	— chaux, bases alcalines, ac. sulfurique.
			2° part. insoluble dans l'eau	— phosphate de chaux.
Jaune liquide. . .	30,31	0,31	1° part. soluble dans l'eau	— chaux abondante, bases alcalines, chlore, acides phosphorique et sulfur.
			2° part. insoluble dans l'eau	— phosphate de chaux.
Fœtus et membranes.	5,00	0,05	1° part. soluble dans l'eau	— chaux, bases alcalines, acides phosphorique et sulfurique.
			2° part. insoluble dans l'eau	— phosphate de chaux.
Amnios. . .	3,32	0,04	déliquescentes et entièrement solubles dans l'eau	— chaux, bases alcalines, acides sulfurique et carbonique.

La magnésie que ces cendres contenaient a été confondue avec la chaux.

En résumé :

La partie soluble des cendres ne renfermant point de matière calcaire lorsque les parties intérieures de l'œuf ont été privées de corps gras ;

De la chaux en quantité notable se trouvant au contraire répandue dans les sels solubles retirés des cendres qui proviennent de matières dont les corps gras n'ont pas été séparés ;

On peut en conclure que la présence d'acides minéraux fournis par l'incinération du corps gras modifie la répartition des bases entre les acides.

Ces recherches montrent :

1° Que les quantités de phosphates insolubles sont très-variables dans les œufs, et qu'il y en a proportionnellement plus dans ceux de grande taille que dans les petits ;

2° Que l'organe du jaune est chargé presque exclusivement de fournir au fœtus le sous-phosphate calcaire nécessaire à la formation de ses os, et il est permis de croire que la matière visqueuse, en raison de sa composition, n'est pas sans influence sur ce transport.

Les résultats généraux que nous avons obtenus sont relatifs à la répartition de l'eau des corps gras et des matières sèches dans les diverses parties de l'œuf, et fournissent quelques données sur les modifications qu'elles éprouvent pendant l'incubation. Il ne sera pas inutile de les considérer dans leur ensemble, dans leurs rapports avec l'œuf entier et de comparer les différentes périodes de développement.

En ne prenant que les poids absolus et faisant abstraction des enveloppes, nous avons trouvé que 100 parties représentent :

	Avant l'incubation.	Au 7e jour.	Au 14e jour.	Au 21e j.
Eau.	72,75	76,74	74 43	78.88
Corps gras.	10,72	9.32	9,48	5,68
Substances sèches sans graisse.	16,53	13,94	16,09	15,44

Tout ce qu'on pourrait déduire de l'inspection de ces nombres serait une diminution du corps gras et une augmentation d'eau pendant la dernière semaine, l'assimilation ou la destruction de

l'un correspondant presque exactement à la formation de l'autre.

Mais nous avons reconnu que l'intérieur de l'œuf diminuait graduellement de poids pendant le développement, de manière à être réduit approximativement,

à la fin de la première semaine de 1/18
— de la seconde *id.* de 1/12
— de la troisième *id.* de 1/6

ce qui fait une diminution totale de 16 pour 100.

Les poids absolus auxquels nous avons rapporté les proportions d'eau, de corps gras, et de matières sèches représentent donc des poids primitifs plus forts qu'il faut prendre comme termes de comparaison pour apprécier d'une manière juste les changements qui s'opèrent dans l'œuf. On trouve alors, en réunissant le corps gras avec les autres substances, l'eau non comprise :

Dans l'œuf non couvé.

10,72 de corps gras. . . }
16,53 de subst. sèches. } = 27,25 pour 100 des parties intérieures de l'œuf.

Dans l'œuf au 7e jour.

8,83 de corps gras. . . }
13,21 de subst. sèches. } = 22,04 — —

Dans l'œuf au 14e jour.

8,7 de corps gras. . . }
14,7 de subst. sèches. } = 23,4 — —

Dans l'œuf au 21e jour.

4,71 de corps gras. . . }
12,78 de subst. sèches. } = 17,49 — —

D'autre part les proportions d'eau qui paraissaient croître, lorsqu'on les rapportait au poids absolu, accusent une évaporation lorsqu'on les ramène au poids primitif. En effet, il y en a :

72,96 pour 100 dans l'œuf non couvé
72,66 — — au 7e jour
62,66 — — au 14e jour
65,34 — — à la fin de l'incubation.

Pendant le développement de l'œuf le corps gras n'est pas le seul qui disparaisse en partie, les autres substances éprouvent aussi une diminution notable. Cette destruction s'élève à plus du

tiers de ces substances réunies et à 10 pour 100 du poids primitif de l'œuf débarrassé de ses enveloppes. Enfin l'augmentation d'eau n'est qu'apparente. Il s'en évapore une quantité égale à 6 pour 100 du poids primitif de l'intérieur de l'œuf.

Cette source de perte et la précédente réunies forment la perte totale de 16 pour 100 que l'œuf éprouve pour arriver au terme de son développement.

La diminution du poids de l'œuf pendant l'incubation ne peut donc pas s'expliquer par une simple évaporation. Il faut admettre qu'en même temps que le corps gras est assimilé ou détruit, une partie des substances azotées l'est aussi et qu'il se passe dans l'œuf un acte peut-être analogue à la respiration dont le résultat est l'exhalaison de celles de ces substances susceptibles de revêtir la forme gazeuse. L'apparence de la membrane qui tapisse la coquille semble confirmer cette opinion.

Expériences sur le glucose et sur le sucre de fruits;

par E. Soubeiran.

Le sucre de fruits n'a été nettement distingué des autres espèces de sucres que le jour où M. Biot a montré qu'il possède des propriétés optiques particulières. Il exerce un pouvoir rotatoire vers la gauche, au lieu de dévier le plan de polarisation des rayons vers la droite, comme le font le sucre de canne et le glucose. J'ai étudié quelques-unes de ses propriétés dans un mémoire inséré au *Journal de pharmacie*, tome II, pages 890. Ce sucre est incristallisable, bien qu'on puisse l'amener à l'état solide par une évaporation ménagée; il est infiniment moins stable que le glucose; tandisque la dissolution de glucose résiste avec une merveilleuse ténacité à l'action prolongée de la chaleur, le sucre de fruits se montre plus altérable que le sucre de canne lui-même. Cette altération se manifeste par une coloration sans cesse croissante de la liqueur et par le changement de son pouvoir rotatoire qui, d'abord dirigé vers la gauche, va sans cesse en s'affaiblissant pour devenir nul et marcher ensuite vers la droite.

Le sucre de fruits peut être amené à l'état solide sans perdre son pouvoir rotatoire vers la gauche. Pour qu'il se transforme, il

faut qu'il se produise une aggrégation regulière par le fait de la cristallisation. Voici quelques expériences que j'ai faites à ce sujet :

1° Du sucre de fruits a été amené à l'état solide par une évaporation au bain-marie ; en le redissolvant dans l'eau, il exerçait la déviation vers la gauche comme auparavant : ce fait a été aussi constaté par M. Mitscherlich.

2° Du sucre de fruits a été précipité par l'acétate de plomb ammoniacal. Le précipité plombique qui s'est formé a été lavé pour le priver de toute portion de sucre adhérente ; le précipité a été soumis à l'action d'un courant d'hydrogène sulfuré qui a séparé le plomb. Le sucre de fruits a été retrouvé dans la liqueur avec sa rotation vers la gauche.

3° Du sucre de fruits a été traité comme précédemment ; mais le précipité plombique a été desséché avant d'être décomposé par l'hydrogène sulfuré ; le résultat a été le même.

4° Une dissolution alcoolique de potasse caustique a été mélangée à une dissolution alcoolique de sucre de fruits ; il s'est séparé une combinaison poisseuse de potasse et de sucre. Cette combinaison, après avoir été lavée à plusieurs reprises avec de l'alcool, a été mise en contact avec de l'alcool chargé d'un peu d'acide sulfurique. Il s'est séparé du sulfate de potasse, et l'alcool a retenu en dissolution du sucre tournant à gauche.

5° Du sel marin a été dissous dans du sirop de sucre de fruits, et la liqueur a été abandonnée à elle-même dans un pièce sèche et aérée. Au bout de quelques mois, il s'est fait des cristaux réguliers, pareils à ceux que l'on obtient avec le glucose : les cristaux avaient un pouvoir de rotation à droite. Au moment où la cristallisation s'est faite, le sucre de fruits devenant partie constituante d'un produit cristallisé, son état moléculaire a changé et son pouvoir rotatoire s'est modifié en même temps. Cette expérience est fort curieuse. Rien n'indique qu'une combinaison chimique se soit opérée entre le sucre de fruits et le sel marin : en tous cas elle changerait de nature au moment de la cristallisation, puisque c'est du glucose qui existe dans les cristaux.

Analyse du sucre de fruits. — Je ne connais qu'une seule expérience sur la composition du sucre de fruits ; elle est due à M. Mitscherlich, qui a trouvé que ce sucre, séché à 100°, est représenté par la formule $C^{24} H^{24} O^{24}$. Cette combinaison donne

40 pour 100 de carbone et 60 pour 100 d'eau. J'ai fait trois analyses de sucre incristallisable que j'avais obtenu en intervertissant le sucre de canne par l'acide sulfurique. Ces analyses m'ont donné :

C.	40,2	40,4	39,3
Aq.	60,8	59,6	60,7

Combinaison plombique de glucose et de sucre de fruits. — J'ai précipité une dissolution de sucre de fruits par l'acétate de plomb ammoniacal, et j'ai trouvé 73 pour 100 d'oxyde de plomb dans le produit séché dans le vide ; cela établissait une différence très-grande entre ce composé et celui que M. Péligot a formé avec le glucose. Cependant, comme le glucose fondu à 100° a la même composition que le sucre de fruits séché à la même température, et que ma propre expérience confirmait ce résultat, j'ai été amené à examiner de nouveau les diverses combinaisons de glucose. Or, toutes les analyses que j'ai faites de la combinaison d'oxyde de plomb avec le glucose, séchée à 100°, m'ont toujours donné de 74 à 75 pour 100 d'oxyde de plomb. J'employais ordinairement 20 de glucose, 35 d'acétate de plomb cristallisé, 400 d'eau et 25 d'ammoniaque liquide. Comme on n'a admis que 66 pour 100 d'oxyde dans le glucose plombique, pour trouver la cause de cette différence, j'ai varié de diverses manières le mode de précipitation et la quantité d'ammoniaque ; j'ai toujours trouvé ce nombre constant de 74 à 75 pour 100 de base. Je m'étais assuré que l'acétate ammoniacal ne pouvait donner seul un précipité dans le temps nécessaire à la confection du sucre plombique. J'ai mélangé la dissolution de glucose à l'acétate de plomb neutre, en ajoutant ensuite l'ammoniaque étendu d'eau et par petites portions à la fois ; je me suis arrêté aussitôt que l'ammoniaque a cessé de faire naître un précipité dans la liqueur. Le composé qui s'est fait dans cette circonstance contenait encore la même quantité d'oxyde de plomb.

La combinaison plombique de glucose séchée d'abord dans le vide, puis à 100°, a donné :

C.	12,3	12	11,9
Aq.	12,4	12,5	12,1

La combinaison plombique de sucre de fruits a donné :

C.	12	11,7
Aq.	11,96	12,3

Ces résultats conduisent à la formule suivante :

C.	24 pp.	1800	12,2
Aq.	16 pp.	1800	12,2
PbO.	8 pp.	11156	75,6
		14756	100,0

Combinaison de chaux avec le glucose ou le sucre de fruits.— J'ai préparé une combinaison de chaux et de glucose, de chaux et de sucre de fruits, en mêlant la dissolution de ces sucres avec un lait de chaux et en filtrant; ajoutant une petite quantité de sucre pour saturer la chaux qui pouvait être en excès, et précipitant par l'alcool. Un de ces composés de sucre de fruits et de chaux, transformé en sulfate de chaux par l'acide sulfurique, a fourni 23,5 de chaux; un autre a donné 23,78; un composé de glucose et de chaux a fourni 23,4 et un autre 23,5 de base.

Dans les analyses des composés de chaux avec le glucose ou avec le sucre de fruits séchés dans le vide, les résultats se sont montrés assez variables. J'ai obtenu :

C.	29	28	28,5	29	28
Aq.	48	49	49,5	48	47

Une partie de ces résultats s'accordent assez bien avec la formule

C.	24 pp.	1800	28,24
Aq.	28 pp.	3150	49,42
Chaux.	4 pp.	1424	22,34
		6374	100,00

En cherchant la cause des différences assez grandes que j'avais obtenues, j'ai fini par reconnaître qu'elles tenaient à la difficulté d'amener ces composés à un degré fixe de dessiccation. A un certain moment, quand on pèse ces composés 24 ou 48 heures après qu'ils ont séjourné dans le vide, on trouve que leur poids n'a pas changé d'une manière sensible; mais si l'on prolonge leur séjour, on reconnaît bientôt qu'ils perdent encore de l'eau, mais qu'ils ne la perdent qu'avec une extrême lenteur. Il me suffira de dire qu'il a fallu laisser dans le vide sec pendant plus de trois mois quelques grammes de ces combinaisons calciques, pour les amener à ne plus perdre par la dessiccation. Il y a une certaine proportion d'eau d'hydratation qui ne se sépare que peu à

peu. Lorsque l'on n'est pas averti de cette circonstance, on analyse comme identiques des corps qui ne sont pas au même état d'hydratation.

La combinaison de glucose et de chaux qui avait séjourné dans le vide sec jusqu'à ce qu'elle cessât de perdre, a donné :

Aq.	45,85	45,16
C.	30,5	30,

4 pp. d'eau se sont donc séparées, et la combinaison a été ramenée à la formule

C. 24, Aq. 24, CaO. 4.

C.	24 pp.	1800	30,3
Aq.	24 pp.	2701	45,7
CaO.	4 pp.	1424	24,0
		5925	10,0

Combinaison de glucose et de baryte. — La combinaison de glucose et de baryte est si altérable, qu'elle ne s'obtient, suivant M. Péligot, que par l'intermédiaire de l'esprit de bois.

Suivant ce chimiste, elle est composée de

C.	24 pp.	23,
Aq.	28 pp	40,3
BaO.	3 pp.	36,7
		10,0

Mais les analyses de M. Péligot ont donné en réalité des nombres assez discordants, savoir 19 à 27 de carbone, 37 à 43 d'eau. Je n'ai pas trouvé mieux dans mes premières recherches ; mais j'aurais pu admettre la formule de M. Péligot, qui s'accorde *passablement*, suivant l'expression de ce chimiste, avec les résultats de l'analyse. La raison de ces différences tient un peu à l'esprit de bois que l'on a grand'peine à chasser tout à fait ; mais elle tient surtout à ce que le composé de baryte, comme celui de chaux, perd avec une extrême lenteur son eau d'hydratation, et qu'il est impossible de saisir le moment où l'eau hygrométrique est toute évaporée et où l'eau d'hydratation n'a pas encore commencé à se dissiper. La proportion d'eau réelle ne peut donc pas être déterminée avec précision, et l'expérience s'accorde aussi bien avec la théorie, si l'on admet 29 pp. d'eau au lieu de 28. Je dirai que j'ai trouvé plus commode de préparer la combinaison barytique avec le glu-

cose et le baryte directement. J'employais un excès de sucre, je précipitais par l'alcool et je lavais promptement le précipité. Je le desséchais rapidement dans le vide, d'abord sur la chaux, puis sur l'acide sulfurique.

La combinaison barytique, après un séjour de près de trois mois dans le vide sec, a été analysée par le chromate de plomb. Elle a donné pour 100 :

C.	24,8	25
Aq.	39	38,6

et s'est rattachée à la formule :

C.	24 pp.	1800	24.41
Aq.	24 pp.	2701	36,62
Ba.	3 pp	2874	38,97
0.01		7375	100

Combinaison de glucose et de sel marin. — J'ai analysé de fort beaux cristaux obtenus avec le sel marin et le glucose extrait du miel. M. Péligot a obtenu de semblables composés 13, 13,2, 12,8 et 13,1 de sel marin pour 100. J'ai trouvé 13,3 pour 100 ; mais toute la question se réduit à savoir si cette combinaison contient un atome d'eau de plus ou de moins ; les déterminations du chlore satisfont également à ces deux suppositions. J'ai eu recours au procédé de l'analyse organique, en prenant toutes les précautions nécessaires pour déterminer l'eau avec une grande précision. J'ai obtenu les résultats suivants :

Matière séchée dans le vide :

0,628 = Aq.	337	53,6 pour 100
0,597 = Aq	319	53,5 pour 100

Matière séchée à 100° :

1,005 = Aq.	52,2	51,9 pour 100
1,000 = Aq.	52	52 pour 100
1,067 = Aq.	548	51,2 pour 100

La combinaison de glucose et de sel marin séchée à 100° ou à 130° a donc donné la composition suivante :

C.	24 pp.	1800	34,4
Aq.	24 pp.	2701	51,6
Sel.	1 pp.	733	14,0
		5234	100,0

Le même composé, séché dans le vide, s'est rapporté à la formule ci-après :

C.	24 pp.	1800	33,98
Aq.	26 pp.	2925	53,61
Sel.	1 pp.	733	13,41
		5458	100,00

Il est bon de faire remarquer ici que je n'ai plus trouvé que 50,9 et 51,2 d'eau dans une portion de matière qui avait séjourné très-longtemps dans le vide sec, et que, par conséquent, une chaleur de 100° à 130° n'est pas absolument indispensable pour chasser les 2 pp. d'eau excédantes. Ce fait jette un peu de doute sur la véritable proportion d'eau appartenant à la combinaison hydratée. Il est peut-être impossible de saisir le moment précis où elle ne contient plus d'eau hygrométrique et où elle n'a pas encore perdu d'eau de combinaison. Cette observation a une assez grande portée ; car si l'on admettait 54,5 d'eau pour 100 au lieu de 53,6, c'est-à-dire 27 pp. au lieu de 26, la composition s'harmoniserait parfaitement avec celle des autres combinaisons du glucose.

Des expériences contenues dans ce mémoire il résulte :

1° Que la transformation du sucre de fruits en glucose ne se produit pas par le fait de la solidification du premier de ces sucres ; qu'elle ne se manifeste que dans les circonstances où le sucre de fruits prend une structure cristallisée ;

2° Que le glucose et le sucre de fruits, séchés à 100°, ont la même composition chimique ;

3° Que les combinaisons des deux sucres avec les bases ont une composition semblable ;

4° La molécule de glucose ou de sucre de fruits est représentée par C^{24} Aq^{24}. Les bases s'y combinent en déplaçant l'eau. La série des combinaisons est la suivante :

Sucre	C. 24	Aq. 24	
— hydraté	C. 24	Aq. 24 + 4 Aq.	
— calcique	C. 24	Aq. 24 + 4 CaO	
— hydraté	»	»	+ 4 Aq.
— barytique	C. 24	Aq. 24 + 3 BaO 1 Aq.	
— — hydraté	»	»	+ 3 ou 4 Aq.
— et sel marin	C. 24	Aq. 24 + 1 NaCl 2 Aq.	
— plombique	C. 24	Aq. 16 PbO 8	

Deux éléments de cette série seuls ne sont pas établis par une expérience incontestable. Il reste douteux si l'eau d'hydratation de la combinaison barytique est 3 au 4 proportions, ce qui a peu d'intérêt; mais il reste indécis encore si le composé de sucre et de sel marin contient 53,6 ou 54,5 d'eau. J'ai admis la dernière hypothèse, tout aussi probable que l'autre, et qui fait cadrer ce composé avec ceux qui l'accompagnent dans la série. Un fait qui m'a semblé plus singulier, c'est que le sucre ne prenne que 3 pp. de baryte, tandis qu'il se combine immédiatement avec 4 pp. de chaux; force a été cependant d'admettre des résultats établis par de nombreuses expériences.

La série précédente présente cela de remarquable, que les 4 pp. d'eau qui appartiennent au glucose cristallisé, et probablement au sucre de fruits, sont remplacés par 4 pp. de chaux ou d'un autre corps. L'eau que le sucre calcique et le sucre barytique perdent dans le vide est certainement en dehors.

Quand le sucre se combine à l'oxyde de plomb, il en prend 8 pp., mais il perd 4 pp. d'eau. Il n'est pas altéré, car on peut l'extraire avec toutes ses propriétés en détruisant la combinaison par l'hydrogène sulfuré ou par l'acide sulfurique. En prenant ce composé plombique pour type, on aurait la série suivante, dans laquelle 1 pp. de sucre serait unie à 8 pp. de base :

Sucre dans le sucre plombique.	C. 24	Aq. 16	
— séché à 100.	C. 24	Aq. 16 +	Aq. 8
— plombique.	C. 24	Aq. 16 +	PbO. 8
— calcique.	C. 24	Aq. 16 +	{ Aq. 4 CaO. 4
— barytique.	C. 24	Aq. 16 +	{ BaO. 3 Aq. 5
— de sel marin.	C. 24	Aq. 16 +	{ Aq. 7 Sel. 1

Monographie sur l'action du charbon animal sur les matières organiques et inorganiques, par F.-G. Calvert.

En raison de l'importance qu'acquiert chaque jour le charbon animal dans les arts et l'industrie, j'ai cru qu'il ne serait pas sans intérêt pour la Société de lui lire un résumé des travaux qui ont paru dans ces derniers temps en Angleterre, et de faire

précéder ces travaux d'une courte notice sur ceux qui avaient été publiés antérieurement.

On sait, comme le rappelle M. Chevalier dans un mémoire qu'il a présenté à l'Académie des sciences en 1844, que c'est à Kelhs que l'on doit la découverte de la propriété décolorante du charbon animal (*Journal de physique*, 1793). Mais ce sont les beaux travaux de MM. Payen, Bussy et Desfosses qui nous ont donné des notions exactes sur l'action du charbon animal, et c'est surtout M. Payen qui le premier a appelé l'attention des chimistes sur la propriété absorbante du charbon, en constatant que ce corps enlève la chaux à l'eau et même aux sels qui en sont formés. Plus tard, M. Laissaigne a découvert que le charbon enlève jusqu'aux dernières traces d'iode aux liquides qui le dissolvent.

M. Graham a trouvé que le charbon a la propriété d'enlever complétement un très-grand nombre de sels basiques métalliques dissous dans l'eau pure ou additionnée d'ammoniaque, mais que les sels neutres et l'acide arsénieux échappent à son action.

Enfin, M. Chevalier a publié un travail intéressant au sujet de l'action que le charbon végétal et le charbon animal exercent sur les sels de plomb solubles, c'est-à-dire sur les nitrates et acétates; il a constaté que le charbon enlevait l'oxyde de plomb à ces sels en laissant l'acide libre. L'auteur attire l'attention des chimistes sur les inconvénients qui peuvent se présenter lorsqu'on décolore les liqueurs provenant d'empoisonnement par le charbon animal. Les faits cités dans ce mémoire appuient les remarques de M. Chevalier.

Les nouveaux travaux dont nous allons rendre compte sont dus à MM. Warington, Wapen et Gorrod, qui ont examiné uniquement l'action du charbon animal purifié (1) sur les substances organiques et inorganiques. En opérant avec ce charbon, ils ont pu expliquer certaines anomalies qui avaient été observées, et constater un assez grand nombre de faits nouveaux.

(1) Le charbon animal purifié a été obtenu en faisant bouillir à plusieurs reprises le noir animal avec de l'acide chlorhydrique, puis avec de l'eau, et enfin en calcinant en vase clos au rouge sombre.



M. Warington a remarqué que si l'on employait du charbon animal purifié, alors, contrairement à ce qu'avait avancé M. Graham, on agissait sur certains sels neutres, tels que les sulfates de soude, de magnésie et le chlorure de baryum.

M. Wapen a confirmé cette action du charbon en opérant sur les sels suivants, parmi lesquels on trouve des sels neutres.

Sulfate de cuivre.
— de zinc.
— de protoxyde de fer
— — de chrome.
Bichlorure de mercure.
Acétate de protoxyde de fer.
— de plomb neutre.
Émétique.
Nitrate de cobalt.
— d'argent.
— de protoxyde de mercure.
— de deutoxyde —

Il faut généralement 30 parties de charbon animal purifié pour chaque partie de sel tenu en dissolution; mais l'auteur fait observer qu'il lui a été impossible d'enlever les dernières traces de certains sels, quel que fût l'excès de charbon employé. Ainsi, le protoxyde de fer se décompose en sous-sel insoluble et en sel acide soluble qui reste en dissolution. Les composés salins qui présentent cette réaction sont incomplétement précipitables par le charbon animal, et par conséquent les sels acides doivent être rangés dans la même catégorie.

Non-seulement les oxydes métalliques sont précipités par le charbon de leur dissolution, mais encore quelques acides métalliques, tels que les acides antimonique, tungstique et plombique. Les arsénites, les arséniates font exception, ainsi que quelques autres sels, tels que, par exemple, l'alun. Le chromate de potasse et l'acide chromique sont non-seulement réduits par le charbon, mais le chromate passe à l'état de carbonate. Enfin, une dissolution d'iodure de potassium iodurée est décolorée par le charbon animal purifié.

M. Wapen réfute l'observation de M. Mulder, qui admet que le charbon réduit à l'état métallique l'oxyde de plomb renfermé dans l'acétate neutre.

L'action de ce charbon sur les matières organiques présente des faits remarquables. M. Warington a constaté que le charbon animal n'enlevait à froid que certains principes amers de leur dissolution, et n'avait aucune action sur d'autres; ainsi, il a vu le goût amer de la bière disparaître rapidement lorsqu'on l'avait filtrée à travers du charbon, tandis que les extraits de quinquina, d'opium, de noix vomique et les sels que fournissent ces matières, ne subissaient aucun changement dans leur degré d'amertume. M. Warington fait observer avec raison que l'on pourrait se servir de ces différences d'action du charbon purifié pour découvrir si l'on a ajouté à la bière une de ces substances, comme cela arrive quelquefois en Angleterre. Pour constater ce fait, il faudrait bien se garder, comme l'a observé l'auteur, de chauffer les liqueurs avec le charbon, car il a remarqué qu'à l'aide de la chaleur, le charbon avait la propriété, lorsqu'il était dans les proportions de 30 pour une de matière, d'enlever complétement, non-seulement les principes amers ci-dessus, mais encore tous ceux qu'il a soumis à cette épreuve. La fabrication du sulfate de quinine étant actuellement une branche importante de commerce, M. Warington a cherché à déterminer le degré du pouvoir absorbant du charbon pour ce composé. Dans ce but, il a fait dissoudre dans deux onces d'eau 0gr.,1 de bisulfate de quinine, et dans la liqueur chaude il a ajouté du charbon jusqu'à ce que la liqueur eût perdu son amertume; il lui a fallu en employer six décigrammes.

Ces résultats intéressants avaient déjà été entrevus par le docteur Holpff; mais M. Warington a généralisé et défini l'action du charbon animal sur les principes amers; et ses travaux ont acquis une nouvelle valeur depuis qu'ils ont été confirmés par M. Wapen, dans un mémoire dont je me contenterai de présenter un résumé sous forme de tableau.

La première colonne indique les proportions des matières amères sur lesquelles on a opéré; la seconde, les noms de ces matières; et la troisième, le poids de charbon employé pour absorber chacune d'elles.

Principes amers.

Poids de chaque substance.		Poids du charbon.
		30
10 grains dissous dans 60 gr. d'eau.	Coloquinte.	10
	Columbo (racine). .	30
	Gentiane (id.). . .	20
	Quassia.	30
	Cascarillia (écorce). .	30
2 grains dissous dans 60 gr. d'eau.	Menyanthes trifolia.	30
	Aloës.	40

Principes résineux.

1 dragme de la teinture étendue de son v. d'alcool	Résine de Gayac . .	13	pour ne presque plus précipiter par l'eau.
	Résine de Jalap. . . .	25	

Principes astringents.

1 grain d'extrait dissous dans 60 gr. d'eau.	De noix de galle. . .	20	
	De tannin pur. . . .	20	
10 g. de matière dissous dans 60 g. d'eau.	De ratanhia (racine).	20	pour ne plus colorer en rouge les sels de fer.
	De cinchona (écorce).	20	

Je terminerai en citant les conclusions d'un travail de M. Gorrod sur la propriété qu'aurait le charbon animal *parfaitement pur* d'agir comme antidote de certains poisons.

1° Le charbon ajouté en quantité suffisante aurait non-seulement la propriété d'enlever les principes actifs végétaux et animaux à l'eau, mais il pourrait même enlever ces principes à une dissolution analogue au suc gastrique, maintenu à la température de l'estomac.

2° Le charbon formerait également des composés insolubles avec l'acide arsénieux et divers sels métalliques ; de là l'auteur conclut que le charbon est un excellent antidote pour combattre les effets toxiques de l'acide arsénieux ; il va même jusqu'à affirmer que le charbon est aussi actif contre ce poison que l'hydrate de peroxyde de fer.

3° Les composés insolubles de charbon animal et de substances vénéneuses n'ayant aucune action sur l'économie animale, on pourrait employer avec succès cet agent dans les cas où le poison ne serait point encore absorbé par l'organisme.

4° Ce contre-poison est particulièrement applicable quand il

s'agit de substances dont les principes actifs agissent à faible dose, tels que la belladone, le stramonium, la noix vomique, l'aconit et enfin l'opium. Il offre cet avantage qu'on peut sans crainte l'administrer à des doses indéterminées, puisqu'il est sans action délétère. Au reste, sa quantité doit varier avec la nature du poison; ainsi 15 grains de charbon suffisent pour 20 grains de noix vomique, et la même quantité pour un grain de strychnine; mais il est toujours avantageux d'employer un excès de charbon.

Enfin, il est de la dernière importance d'employer du charbon animal parfaitement exempt de sels calcaires; car le charbon animal ordinaire n'exerce aucune action comme antidote, ce dernier fait explique comment M. Gorrod a obtenu l'absorption de l'acide arsénieux par le charbon, tandis que d'autres observateurs ont publié le contraire.

Sur les avantages du bicarbonate de chaux et les inconvénients des autres sels calcaires contenus dans les eaux ordinaires ou potables; par Alph. Dupasquier.

J'ai lu avec d'autant plus d'intérêt la note sur l'ossification du porc, communiquée par M. Boussingault à l'Académie, dans sa séance du 2 mars dernier, que le résultat de son beau travail confirme de la manière la plus frappante les idées que j'ai émises depuis longtemps sur les eaux potables, contradictoirement au préjugé répandu parmi quelques savants : *Qu'on doit considérer comme les meilleures les eaux qui contiennent le moins de substances minérales en solution.*

Il résulte en effet des expériences faites par M. Boussingault sur de jeunes porcs, que les sels calcaires contenus dans l'eau dont ils ont fait usage, ont fourni à l'organisme, particulièrement pour le travail de l'ossification, une grande partie de la chaux qui lui était nécessaire et qui se trouvait en quantité insuffisante dans les aliments. De là, ce savant chimiste est nécessairement arrivé à cette conclusion, que les sels calcaires contenus dans la plupart des eaux potables, doivent être considérés comme des *substances très-utiles*, sinon absolument néces-

saires ; ce qui conduit encore à ce résultat, que *les eaux les moins chargées de principes calcaires en solution, sont bien loin d'être hygiéniquement les meilleures.*

Sans atténuer en rien le mérite des expériences de M. Boussingault dont je reconnais plus que personne la haute valeur, qu'il me soit permis de rappeler, que depuis plus de 8 ans, je n'ai cessé d'attaquer de front les idées erronées généralement admises sur les eaux potables, soit dans un *mémoire manuscrit* adressé à l'Académie, soit dans mon *Traité des eaux de source et des eaux de rivière*, composé en 1837-38, et imprimé en 1838-39, soit enfin dans quelques opuscules et particulièrement dans celui que j'ai l'honneur de présenter à l'Académie.

Voici quelques extraits de ces divers travaux :

« *Les eaux les plus pures relativement à la quantité des*
» *matières qui s'y trouvent en solution, ne sont pas pour cela*
» *les meilleures. L'eau absolument pure, l'eau distillée qui ne*
» *contient point de sels, n'est pas agréable à boire ; sa saveur est*
» *fade : l'expérience a appris en outre qu'elle est pesante à*
» *l'estomac et dispose aux indigestions. C'est donc par une prévi-*
» *sion vraiment providentielle de la nature que les eaux con-*
» *tiennent une plus ou moins grande quantité de substances*
» *étrangères en solution. Leur qualité d'eau potable n'est donc*
» *pas en raison de leur degré de pureté.* »

Voilà bien établie d'une manière générale, conformément au résultat directement fourni par les expériences de M. Boussingault : Que les substances étrangères, et par conséquent les *sels calcaires*, ont pour l'usage hygiénique leur utilité et leur im-importance.

Mais qu'il me soit permis de rappeler que j'ai pénétré plus loin et plus profondément dans l'examen de cette haute question d'hygiène publique.—*Toutes les substances*, ai-je dit, que l'on trouve d'ordinaire dans les eaux, ne contribuent *pas à les rendre potables ;* quelques-unes même leur communiquent des *propriétés nuisibles.* Partant de là, j'ai divisé les substances qu'on rencontre dans les eaux (distinction qui n'avait pas encore été établie), *en celle dont la présence est utile et même nécessaire, et en celles qui ne peuvent exister en proportion un peu forte dans les eaux, sans altérer leur nature d'eau potable.*

Dans la catégorie des SUBSTANCES UTILES, j'ai placé : 1° *l'oxygène atmosphérique*. 2° *l'acide carbonique*, gaz auquel on n'avait point encore fait attention dans les eaux potables au point de vue hygiénique, et qui y joue cependant un rôle assez important ; 3° *le chlorure* de sodium, dont l'expérience journalière démontre la faculté d'excitation digestive ; 4° Enfin, le *bicarbonate de chaux*, que j'ai signalé le premier, comme devant être placé au *premier rang des substances utiles.*

J'ai considéré au contraire, comme SUBSTANCES NUISIBLES : 1° LES MATIÈRES ORGANIQUES, surtout à l'état de putridité ; 2° *Le sulfate de chaux*, 3° *Les autres sels calcaires* (excepté le bicarbonate), comme le *chlorure de calcium*, *le nitrate de chaux*, quand ils sont un peu abondants.

Ici mon opinion semblerait s'éloigner de la signification naturelle des expériences de M. Boussingault, qui considère d'une manière générale l'utilité de la chaux, quel que soit d'ailleurs son état de combinaison, mais *cette divergence n'est qu'apparente.*

M. Boussingault ne s'occupant que de rechercher l'influence des matières minérales dans le travail de l'ossification, a dû nécessairement admettre que les *sels calcaires*, *considérés dans leur ensemble*, peuvent tous fournir la base de la matière terreuse des os. Pour moi, qui étudiais au contraire la question *des eaux potables dans toute son étendue*, j'ai dû prendre en considération : que si le sulfate de chaux, le chlorure de calcium, le nitrate calcaire sont tous susceptibles de satisfaire aux besoins de l'ossification, on ne doit pas moins les considérer comme *nuisibles*, par la raison que *tous les sels calcaires solubles* (excepté le bicarbonate) *rendent* (ainsi que je l'ai démontré par des expériences directes et comparatives) *les eaux séléniteuses*, c'est-à-dire qu'il leur communique la fâcheuse propriété *d'être lourdes à l'estomac*, *de décomposer le savon et de durcir les légumes à la cuisson*, ce qui rend *très-difficile la digestion de ces aliments.*

Le bicarbonate de chaux, au contraire, est éminemment utile, car (ainsi que je l'ai démontré le premier) tout en présentant à l'organisme la matière calcaire qui lui est indispensable, il ne rend pas les eaux séléniteuses. J'ai démontré, en effet, que les eaux qui en contiennent une proportion même très-forte (à

l'exception cependant des eaux minérales, comme celles de Saint-Allyre, de Saint-Nectaire en Auvergne) *deviennent seulement opalines* quand on y verse de la solution de savon, *et qu'il ne s'y forme pas de grumeaux de savon calcaire insoluble*. Le bicarbonate de chaux en conséquence, comme je l'ai depuis longtemps soutenu et imprimé, *ne doit donc pas être confondu avec les autres sels calcaires*, car dans les proportions où le dissolvent généralement les eaux potables, non-seulement *il ne décompose pas le savon* et ne s'oppose pas *à la cuisson des légumes*, mais de plus, il *favorise le travail de la digestion comme excitant à la manière du bicarbonate de soude*, *et concourt à fournir à l'ossification la matière calcaire qui lui est indispensable*.

A tout cela que j'extrais textuellement de mes travaux précédemment publiés, je crois utile d'ajouter le développement suivant : tout en admettant que le sulfate de chaux, le chlorure de calcium et le nitrate de chaux peuvent concourir à fournir à l'organisme le principe terreux indispensable à l'ossification, *c'est surtout*, *à mon avis*, *au bicarbonate calcaire que ce rôle est réservé*. Ce qui doit porter à le croire, c'est indépendamment de ce que ce sel est presque généralement répandu dans les eaux et qu'il y forme d'ordinaire plus des 3/4 ou des 4/5 de la matière calcaire, quand, à lui seul, il ne la constitue pas presque entièrement, c'est, dis-je, qu'il parait ÊTRE LE PLUS FACILEMENT ASSIMILABLE : Le carbonate de chaux, en effet, constitue à peu près 1/5 de la matière minérale des os, et le phosphate calcaire qui s'y trouve dans la proportion d'environ 4/5, *est un phosphate basique*, qui peut plus facilement puiser son excès de chaux dans le bicarbonate calcaire, sel d'une décomposition facile, que dans un sel neutre formé par un acide puissant, comme le sulfate, par exemple.

Les principes tout nouveaux qne j'ai depuis longtemps établis dans la grande question hygiénique des eaux potables, soit d'après des expériences directes, soit d'après l'analyse philosophique des faits connus, principes que je viens de rappeler, concordent parfaitement, comme on l'a vu, avec l'important résultat des expériences de M. Boussingault, bien qu'ils aient pénétré plus loin et plus avant. Je me hâte de reconnaître toutefois que ces dernières expériences leur donnent une sanction qui

leur manquait ; je ne dois donc pas moins de reconnaissance que la science elle-même au savant chimiste qui vient d'interroger la nature avec tant d'habileté, d'exactitude et de succès.

Du reste, je puis ajouter que mes idées, quoiqu'en opposition directe avec les principes généralement admis, portaient dans leur développement un tel caractère de vérité, qu'elles ont obtenu immédiatement le suffrage des médecins et des chimistes qui ont pris connaissance de mes travaux. La médecine Lyonnaise s'y est presque généralement associée. MM. Imbert, Bottex, Martin, Bonnardet, Brachet, etc., dans différents rapports importants, et en dernier lieu, M. Terme, député du Rhône et maire de la ville de Lyon, dans son beau travail sur les eaux à distribuer à la population Lyonnaise, ont soutenu les mêmes principes en y ajoutant d'intéressants développements. La société de médecine elle-même s'est enfin associée à ces mêmes idées, en adoptant à l'unanimité, les conclusions toutes favorables d'un rapport du docteur Brachet ; conclusions où il était dit qu'il serait accordé une médaille d'or à l'auteur du Traité des eaux de source *et des eaux de rivière*, en considération *du jour tout nouveau* qu'il avait répandu sur la grande et intéressante question hygiénique des eaux potables. Cette décision était d'autant plus remarquable que la question n'avait pas été mise au concours.

Réactif pour distinguer le bicarbonate de chaux d'avec les autres sels calcaires dans les eaux potables.

L'importance et l'utilité spéciale du bicarbonate de chaux dans les eaux, m'a porté à rechercher un moyen de reconnaître la présence de ce sel indépendamment des autres sels calcaires. Le réactif qu'on emploie ordinairement, l'oxalate d'ammoniaque, précipite la chaux de toutes ses combinaisons et laisse par conséquent dans l'incertitude sur le sel calcaire qui prédomine dans l'eau essayée. Le moyen que je désirais trouver, je l'ai rencontré dans la TEINTURE ALCOOLIQUE DE BOIS DE CAMPÊCHE, qui constitue un réactif des plus sensibles pour reconnaître dans les eaux les *moindres traces de bicarbonate de chaux*.

Cette teinture peut être préparée, soit à froid, soit à chaud, avec du bois de campêche ou bois d'Inde *récemment coupé* et

présentant une *nuance jaunâtre*. Quand ce bois est *d'un rouge foncé*, il a été altéré par l'air ou par l'humidité et n'est plus propre à fournir un bon réactif. L'alcool doit être assez chargé de matière colorante pour présenter une nuance brunâtre foncée.

On emploie ce réactif en en versant 3 ou 4 gouttes dans une verrée d'eau ; si l'eau contient la moindre trace de bicarbonate de chaux, elle prend une *belle couleur violette*. La nuance est d'autant plus foncée que la proportion du bicarbonate est plus considérable. Dans l'eau distillée, soit pure, soit additionnée d'une solution d'un sel calcaire autre que le bicarbonate, le réactif ne communique qu'une *faible couleur jaune*. Le même effet a lieu si l'on essaye de l'eau qui contenait du bicarbonate de chaux, mais qu'on a fait bouillir assez longtemps pour précipiter ce sel d'une manière complète. On obtient encore le même résultat en saturant le bicarbonate de chaux par quelques gouttes d'un acide quelconque. Le bicarbonate de chaux, en effet, agit seul sur la matière colorante (l'hématine), à la manière des alcalis.

On peut objecter contre l'emploi de ce réactif que les carbonates de soude et de potasse peuvent déterminer la même réaction que le carbonate calcaire ; mais personne n'ignore que ces sels n'existent pas dans les eaux potables : du reste, s'il se rencontrait un cas où l'on pût avoir quelque doute à cet égard, il suffirait pour le faire disparaître, de faire bouillir de l'eau de manière à précipiter le carbonate de chaux. L'eau essayée ensuite deviendrait jaune par le réactif, si elle ne contenait primitivement que du carbonate calcaire ; elle prendrait au contraire une nuance violette si elle tenait en outre un carbonate alcalin en solution.

En résumé, j'ai démontré :

1° Que le bicarbonate de chaux ne doit pas être confondu comme on le fait d'ordinaire avec les autres sels calcaires contenus dans les eaux potables.

2° Que le bicarbonate de chaux dans les eaux doit être considéré comme une substance utile, car il ne rend pas les eaux séléniteuses comme les autres sels calcaires ; car il favorise le travail de la digestion à la manière du bicarbonate de soude ; car c'est principalement à ce sel qu'il est réservé de fournir à l'ossification la matière calcaire qui lui est indispensable ;

3° Qu'il est facile de reconnaître le bicarbonate de chaux dans les eaux par l'emploi de la teinture alcoolique de bois d'Inde.

Sur le sucre de palmier.

Le docteur Pereira a présenté, à la réunion de la Société de pharmacie, deux échantillons de sucre de palmiers, l'un provenant de Cuddalore, dans les Indes orientales, l'autre de Mogador. L'échantillon de sucre de palmier de Cuddalore lui a été remis par M. James Stevius, chirurgien de vaisseau, arrivé récemment de Cuddalore, d'où il a rapporté une grande quantité de sucre de palmier. Ce sucre est de la classe des sucres blancs raffinés. Il est d'un blanc jaunâtre et a la texture et la saveur du sucre de canne raffiné.

L'autre échantillon de sucre de palmier, provenant de Mogador, a été donné à M. Pereira par un courtier, sous le nom de sucre de dattes de Mogador. Il est brun et non raffiné, manquant de la texture cristalline brillante du sucre de canne brun. Ce courtier a dit à M. Pereira que ces sucres de palmier, connus dans le commerce sous le nom de sucre de dattes de Cuddalore, de Mogador et d'autres endroits, étaient défectueux, et que, lorsqu'on cherchait à les raffiner, ils formaient un sucre qui s'émiettait en séchant, ce qui fait qu'ils sont vendus tels qu'ils sont importés par les épiciers, pour être mélangés, et qu'ils ne sont pas raffinés.

Sur le sucre de palmier de l'Inde, par M. J. Stevius.

Le sucre de palmier se fabrique principalement à Cuddalore, sur la côte de Coromandel, par quelques marchands français de Pondichéry. Par ce moyen, il arrive sur le marché anglais comme sucre colonial, tandis, que s'il était fabriqué à Pondichéry, il serait soumis aux droits établis sur les produits étrangers. On l'obtient ordinairement par le raffinage du *jaggary* ou sucre brut consommé par les classes pauvres de l'Inde. Le jaggary est de couleur brune, comme de la moscovade commune; il est grenu et humide. On l'apporte dans des nattes ou dans des sacs de feuilles de palmier. On le tire surtout de Ceylan, par les vaisseaux du pays. On l'obtient par la concentration de la séve de différentes sortes de palmiers, particulièrement du P. palmyra ou Brah-palm, du P. cocotier et du P. éventail nain, et

dans les pays du nord, du palmier dattier sauvage. Cette séve est recueillie pendant la nuit, au moyen d'incisions pratiquées à la partie supérieure de la tige de ces arbres, et on la fait bouillir avant que la fermentation se déclare, après avoir d'ailleurs ajouté de la chaux de coquillages (chunam) pour la retarder. Le sirop épaissi ainsi obtenu, est mêlé de sable et de terre dans la proportion de 10 à 15 pour cent pour le rendre plus solide, plus transportable et aussi plus lourd, ces indigènes étant les plus abominables coquins qui existent sous le soleil. La même séve, avant de fermenter, forme une liqueur fraîche et agréable appelée *toddy*, et après avoir subi la fermentation vineuse, elle fournit à la distillation une liqueur spiritueuse appelée *arrack*. Dans l'Inde, chaque arbre des plantations de palmiers qui servent à ces deux objets, paye à la Compagnie un droit de une roupie par an. Il y a à Cuddalore quatre fabriques de sucre. La principale appartient à MM. Viney et Cardoza de Pondichéry. Leur méthode consiste à dissoudre le *jagyary* dans l'eau sur le feu, en ajoutant un peu de chaux pour empêcher la fermentation, et on clarifie à la chaux et aux blancs d'œufs. Lorsque le sirop a été passé sur un filtre de charbon animal, on le fait bouillir de nouveau et on le passe à travers une toile de coton. On le remet sur le feu, et lorsqu'il a acquis une consistance convenable, on le coule dans des vases de bois ou de terre, et on laisse écouler la mélasse. Pour blanchir ce sucre le plus possible, on verse dessus du rhum ou du sirop de sucre fin. On l'expose ensuite au soleil pour le sécher, et on le met en balles pour l'exploitation. Il n'est jamais mélangé au sucre de cannes.

Le sucre ainsi produit remplacera, nous n'en doutons pas, le sucre de cannes. On peut l'obtenir à plus bas prix que ce dernier; les palmiers croissent en abondance dans toutes les parties du tropique et sur un sol sableux et sec qui ne peut produire rien autre chose. Ils ne demandent que très peu de culture, seulement assez pour qu'ils puissent s'élever, par leur végétation luxuriante, au-dessus des joncs qui les entourent et pour débarrasser leurs tiges des plantes parasites qui les embarrassent. Ce sucre devra naturellement acquérir de la qualité lorsqu'on saura mieux le préparer. La plus ancienne manufacture n'est établie que depuis 5 ans. La quantité produite ne peut être évaluée à

plus de 6,000 tonnes pour l'année dernière. Les mélasses n'ont jusqu'à présent que peu ou point de valeur sur le marché anglais Deux maisons de Cuddalore en ont fait du rhum dont un échantillon a été apporté en Angleterre.

Le palmier palmyra et le palmier cocotier croissent à la hauteur de 100 pieds et plus en neuf ans, et la dernière variété produit, pendant un grand nombre d'années, 500 noix par année; cette production de fruits dure toute l'année. Les feuilles du palmier palmyra sont employées à divers usages par les naturels; ils écrivent leurs lettres sur les feuilles avec un stylet. Bien que les colons français de Pondichéry fabriquent le sucre sur leur territoire, il ne leur est pas permis de l'importer en France, par un traité entre eux et la compagnie des Indes orientales. Ils s'abstiennent de fabriquer de l'opium et du sel; en considération de cela, ils reçoivent de la Compagnie une somme suffisante pour défrayer le gouvernement de Pondichéry et de Bourbon.

Pharmacie.

Sirop d'écorce d'orme pyramidal.

M. le docteur Devergie a préconisé de nouveau l'emploi de la seconde écorce d'orme pyramidal (1). Il l'applique au traitement des maladies de la peau sécrétantes, et principalement à celles qui sont liées au tempérament lymphatique. C'est dans l'*eczema impetiginoides* et l'*impetigo* qu'il a essayé cet agent, principalement dans la forme chronique des affections, et surtout lorsqu'elles envahissent une grande surface du corps et qu'elles y sont accompagnées d'empâtement de la peau, ainsi qu'on l'observe chez les sujets scrofuleux.

Quelques essais tentés par M. Crosnier ont démontré que l'écorce d'orme contient beaucoup de tannin et une portion notable de principe mucilagineux amylacé; car sa décoction agit sur les sels de fer avec une énergie presque aussi grande que celle du ratanhia et de l'écorce de chêne. Il est en outre

(1) Il n'y a pas de variété d'orme distinguée sous le nom d'orme pyramidal. L'écorce que l'on emploie est celle de l'orme ordinaire.

assez mucilagineux pour constituer, même à la dose de 30 grammes par litre, une tisane peu agréable à l'œil. Ces circonstances ont déterminé M. Devergie à employer l'écorce d'orme pyramidal sous forme de sirop. Voici le procédé qui a été adopté par M. Crosnier, pour se débarrasser de la matière mucilagineuse.

On fait macérer l'écorce pendant vingt-quatre heures dans quatre litres d'alcool à 21° (56°) 1 kilogramme, d'écorce d'orme coupée menu. On passe avec expression. On lave, à l'aide d'un litre 1/2 d'eau, l'écorce déjà traitée par l'alcool et l'on met de côté cette eau de lavage. On distille le liquide alcoolique pour extraire le plus possible d'alcool. On filtre le résidu de la distillation, après l'avoir mélangé avec l'eau de lavage mise à part; on additionne d'une quantité de sucre suffisante pour faire un sirop ainsi composé :

Sirop simple.	1000
Écorce d'orme pyramidal.	125

Dans beaucoup de cas M. Devergie s'est contenté de prescrire la décoction de la plante, à laquelle il a fait ajouter du sucre, et qu'il a fait évaporer en consistance sirupeuse. Mais ainsi préparé le sirop est brun, épais et plus susceptible de fermenter.

Je pense qu'il y aurait avantage de préparer à l'avance l'extrait hydroalcoolique d'écorce d'orme, à le dissoudre, à filtrer la dissolution, à l'ajouter au sirop de sucre, et à faire jeter quelques bouillons pour ramener le sirop à sa consistance première.

L'écorce d'orme pyramidal m'a donné par l'alcool à 21° 22,5 pour 100 d'extrait. La formule devient alors celle-ci

Extrait hydroalcoolique d'écorce d'orme pyramidal.	3 grammes.
Sirop de sucre.	100

F. S. A.

10 grammes de sirop contiennent 30 centigrammes d'extrait et correspondent à 1 gramme 40 centigrammes d'écorce.

On commence l'emploi du sirop par deux cuillerées à bouche, une le matin, une le soir. On augmente tous les deux jours d'une cuillerée de manière à arriver à six cuillerées par jour. On prend le sirop pur. E. S.

Note sur l'extraction de l'iode des bains iodurés.

Le prix élevé de l'iode et des iodures a engagé plusieurs personnes à s'occuper de rechercher un moyen économique de retirer l'iode des bains iodurés et même de l'urine des malades soumis à l'usage de l'iodure de potassium à l'intérieur. Le rédacteur du journal de chimie médicale a même proposé une médaille d'argent à celui qui fournirait un procédé simple et facile. Diverses notes ont été publiées à ce sujet. Un sieur Paquereau pris en 1842 un brevet d'invention, applicable au traitement des eaux mères de Varechs, et qui s'applique tout naturellement aux bains iodurés. Il fait verser dans ces eaux mères du sulfate de cuivre, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, et il y ajoute du fer en grenailles. Il recueille le précipité et le mêle avec une solution de potasse à 5 degrés. Il prend la dissolution d'iodure potassique qui en résulte, et en sépare l'iode au moyen du chlore. M. Soubeiran a formulé aussi son opinion sur cette invention.

« En 1827 j'ai publié dans le journal de pharmacie un mémoire où j'ai proposé l'emploi du sulfate de cuivre et du fer pour le traitement des eaux mères des soudes de Varechs ; c'est exactement la première partie du procédé breveté ; M. Liebig a amélioré le procédé en faisant agir simultanément le sulfate de cuivre et le sulfate de fer. L'iode mis à nu est repris par le sulfate de fer et précipité par le sulfate de cuivre à l'état de sous-iodure. Je n'ai pas conseillé la potasse pour traiter l'iodure de cuivre, mais l'acide sulfurique et le manganèse. Quant à l'emploi du chlore, il constitue évidemment le procédé de Barruel, actuellement en usage dans les fabriques d'iode. »

MM. Labiche et Chantrelle ont proposé à l'administration des hôpitaux d'extraire l'iode des bains iodurés de l'Hôpital Saint-Louis. Leur procédé qui a été publié déjà dans le Journal de pharmacie, consiste à isoler l'iode par le chlore et à le précipiter par l'amidon. L'iodure d'amidon est repris par l'acide sulfureux pour le changer en acide hydriodique. MM. Labiche et Chantrelle ont répété leur procédé à la Pharmacie centrale :

ils ont reconnu eux-mêmes tous ses inconvénients. D'abord la précipitation exacte de l'iode par le chlore est difficile à exécuter, puisqu'un excès de chlore fait perdre une partie du produit. D'autre part l'emploi de l'acide sulfureux, à cause de son odeur suffocante, est d'une application pratique fort difficile. Ces messieurs ont eu alors recours à la calcination de l'iodure d'amidon, mais ils ont reconnu eux-mêmes que dans la pratique, sur de grandes quantités, on n'y trouverait pas avantage.

M. Legrip propose l'acétate de plomb qui réunit les conditions nécessaires, simplicité, facilité et économie. Il fait ajouter à l'eau des bains un léger excès d'acétate de plomb. Il lave l'iodure et le traite par l'acide sulfurique à une chaleur modérée. M. Harlay, pharmacien à Château-Thierry, recommande aussi l'acétate de plomb; mais il propose de décomposer l'iodure plombique en le faisant bouillir avec du sulfate de fer. Il décompose ensuite l'iodure de fer par l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse.

M. Cotterau fils conseille aussi la précipitation par l'acétate de plomb; il recommande l'acétate basique pour que l'eau ne puisse redissoudre autant de précipité. Il propose de décomposer l'iodure de plomb par ébullition, soit avec du carbonate, soit avec du sulfate de potasse.

M. Righini emploie un procédé analogue, mais plus coûteux. Après avoir ajouté de l'hydrate d'oxyde de plomb aux liqueurs iodurées, il y verse de l'acide sulfurique dilué. L'iode séparé par l'acide se combine au plomb; il se sépare un dépôt de sous-iodure et d'hydrate de protoxyde. M. Righini extrait l'iode de ce dépôt en le distillant avec de l'acide sulfurique concentré.

Dans un autre système, M. Righini fait un iodure ioduré de fer en ajoutant de la limaille de fer et de l'acide sulfurique, dans l'eau des bains; puis il précipite l'iodure de fer par le sublimé corrosif. C'est à peu près ce qu'avait proposé M. Regnaud.

M. Regnaud, pharmacien à Châlons, veut aussi que l'on précipite l'iode par le sublimé corrosif, après avoir transformé en iodure de potassium tout l'iode libre ou l'iodure de fer contenu dans les bains. Il traite ensuite l'iodure de mercure par la potasse et chauffe le tout au rouge pour volatiliser le mercure.

Peu de personnes voudront essayer le procédé par le sel de mercure, bien assurés de n'y rencontrer ni simplicité, ni facilité, ni économie.

M. Soubeiran avait conseillé à l'administration des hôpitaux de Paris, d'opérer par le sulfate de cuivre et de fer. Toute l'eau des baignoires aurait été envoyée dans une cuve placée en contre-bas. On y aurait ajouté la solution des deux sulfates. Le lendemain, on aurait fait sortir par une bonde toute l'eau surnageante et on l'aurait remplacée par l'eau des bains du jour que l'on aurait précipitée à son tour. De loin en loin on aurait recueilli le dépôt d'iodure de cuivre, qui aurait été traité pour en extraire l'iode. La réussite était certaine ; mais l'administration a reculé pour le moment, devant les dépenses rendues nécessaires par la disposition des localités. Les baignoires de Saint-Louis sont placées dans des salles basses. Après avoir transporté l'eau des bains dans la cuve où elles auraient dû être précipitées, il eût été impossible de vider directement les résidus sur la voie publique ou dans un égout. Il aurait fallu les élever au moyen d'une pompe, travail assez considérable, si l'on réfléchit à l'énorme quantité d'eau fournie par les baignoires. E S.

Sirop antispasmodique, et Potion calmante extemporanée; par M. Cap.

Pr.	Eau de tilleul deux fois cohobée.	120 grammes.
	Eau de fleurs d'oranger double.	15 grammes.
	Sucre très-blanc.	270 grammes.

Faites fondre à froid et ajoutez :

Ether sulfurique..	25 grammes.

On place le tout dans l'appareil à sirop d'éther; on agite de temps en temps, pendant plusieurs jours. On laisse reposer; quand le sirop s'est éclairci, on le soutire par le robinet d'en bas et on le conserve dans un flacon hermétique fermé.

Avec une cuillerée à café de ce sirop et deux cuillerées à bouche d'eau fraîche, on prépare une *Potion calmante extemporanée*, que l'on peut renouveler à chaque instant, et emporter à la campagne comme en voyage.

Formules.

Topique pour les cors, de Laroche.

Huile d'olive. . . . 30 gram.
Cire blanche. . . . 12 —

Faites liquéfier, en ajoutant Q. S. d'orcanette. Battez cette pommade avec :

Farine. . . . . 90 gram.
Acide acétique. . . . . . 90 —
Essence de lavande. . . . 4 —

Introduisez le mélange dans des flacons bouchés à l'émeri.

On étend ce topique sur un morceau de toile, on l'applique sur le cor, et on recouvre le tout d'un morceau de sparadrap. L'application doit durer vingt-quatre heures.

Emploi du tabac contre le prurigo.

M. French se sert avec succès, depuis deux ans, de lotions sur la peau avec une infusion de feuilles de tabac, pour calmer les démangeaisons si pénibles que cause le prurigo. La proportion est de 4 grammes de tabac dans 450 grammes d'eau bouillante.—Il a vu ce remède procurer du soulagement dans un cas où des lotions avec l'acide prussique étendu d'eau avaient perdu toute efficacité (*Gaz. méd.*).

Traitement du prurit de la vulve.

M. Meigs ayant été souvent consulté pour cette incommodité, surtout par des femmes enceintes, s'est toujours bien trouvé de la prescription suivante :

Pr. Borate de soude. . . . . . . 16 gram.
Sulfate de morphine . . . . 3 décigram.
Eau de roses . . . . 250 gram.
M. S. A.

La malade doit commencer par laver les parties avec de l'eau de savon tiède; elle les essuie ensuite. Puis elle fait une lotion avec un linge imbibé de la mixture ci-dessus. — Cette application topique se répète trois fois par jour. (L. C.)

Préservatif contre les cicatrices des boutons varioleux; par le docteur THIELMANN.

M. Thielmann, dans un cas de variole parvenue à la période de suppuration, où les paupières étaient parsemées de boutons et fortement tuméfiées, prescrivit le collyre suivant :

Pr. Bichlorure de mercure . . . . 5 centigram.
Eau distillée . . . . 180 gram.
Laudanum de Sydenham . . . . 4 gram.

M. et F. D. S. A.

Pour un collyre qu'on applique une fois par jour au moyen de compresses.

M. Thielmann a vu ce topique faire sécher promptement, sans qu'il en restât la moindre trace, des pustules volumineuses, confluentes et enflammées.

Traitement topique de l'arthralgie chronique; par le professeur LIPPICH, de Padoue.

L'emplâtre suivant est excellent, si l'on s'en rapporte à M. Lippich :

Pr. Suif de mouton. . . . . 30 grammes.

Faites fondre à un feu doux, puis ajoutez :

Résine de pin. . . . . } ãã 30 grammes.
Cire jaune . . . . }

Continuer l'action de la chaleur jusqu'à fusion complète; retirer du feu, et lorsque le mélange est près de se solidifier par suite du refroidissement, ajouter enfin :

Opium purifié. . . . . 4 gram.
Camphre pulvérisé. . . . . 4 gram.

M. S. A. pour une masse homogène.

M. Lippich fait préparer avec cette composition des écussons dont il prescrit d'envelopper les articulations qui sont le siége des douleurs.

Emploi du sulfate de fer contre les sueurs chroniques; par le professeur LIPPICH.

Voici sa formule :

Pr. Quinquina gris. . . . . 30 gram.
Eau commune. . . . . 300 gram.

Faites bouillir pendant huit ou dix minutes, passez et ajoutez à la colature :

Sulfate de fer. . . . . 40 centigr.
Sirop simple. . . . . 30 gram.

M. et F. D. S. A.

Pour une boisson dont il faut prendre toutes les deux heures la moitié d'une tasse à café.

Traitement des pollutions nocturnes; par le docteur Rousse.

M. Rousse emploie avec succès, dans les cas de pollutions nocturnes, une infusion d'absinthe officinale préparée comme suit :

Pr. Sommités d'absinthe. . . . . 4 gram.
Eau bouillante. . . . . 150 gram.

M, et F. infuser S. A., puis passer avec expression.

Cette infusion doit être prise en une fois, au moment du coucher, et son usage doit être continué pendant longtemps, bien que ses bons effets ne tardent pas à se manifester. (*Gazette des hôpitaux*, 1846.)

Sur la fabrication des capsules pour renfermer les substances médicamenteuses.

Lettre adressée au Rédacteur du Journal de Chimie médicale.

Monsieur,

La bienveillance avec laquelle vous accueillez ceux qui s'adressent à vous m'a porté à vous écrire pour vous demander si l'on peut, en toute sûreté, préparer des capsules gélatineuses ou autres. J'ai reçu, il y a peu de temps, un prix courant de droguerie où l'on offrait des capsules vides sans qu'on indiquât qu'elles fussent préparées par tel ou tel breveté; dans cette occurrence, j'ai voulu vous faire connaître un procédé qui me réussit très-bien, d'une grande simplicité, et qui serait, si on pouvait le vulgariser, très-utile à mes collègues. Ce procédé est-il celui qu'on a breveté? je l'ignore; le voici : Faites construire à un tourneur de petites olives en fer, de la grandeur voulue, terminées par un pédoncule ou queue se rétrécissant beaucoup au point d'attache. D'autre part, ayez une solution composée ainsi :

Gélatine diaphane ou grénétine (celle de Lainé est préférable).	24 part.
Solution sirupeuse de gomme.	4 —
Sirop de sucre.	6 —
Eau commune, à peu près.	20 —

Faites fondre au bain-marie, enlevez la pellicule écumeuse qui se forme au-dessus; plongez les moules (préalablement couverts de très-peu d'huile d'amandes douces) dans la solution; piquez-les par le pédoncule dans un support muni de trous; et lorsque l'enduit a acquis assez de consistance, saisissez la capsule entière et retirez-la par un brusque mouvement de traction en sens inverse. L'élasticité de la matière est telle, que la capsule, d'abord dilatée, reprend intégralement sa forme; on n'a plus qu'à couper l'excédant qui dépasse la capsule et forme au-dessus une espèce d'entonnoir. Pour obturer l'ouverture, il suffit d'y porter une goutte de solution, et de polir avec une spatule légèrement chauffée.

Je pense qu'on pourrait aussi employer la pâte de gomme (dite de jujubes) en faisant sécher l'enduit à l'étuve jusqu'au point nécessaire (1). A. Giraud.

Falsification de l'iodure de potassium par le bromure; méthode pour déterminer la quotité de ce dernier dans le mélange;

Par M. Personne, préparateur à l'École de Pharmacie de Paris.

La falsification de l'odure de potassium par le bromure de cette base étant un fait démontré, nous avons cru qu'il était utile de faire connaître le procédé suivant, à l'aide duquel on peut non-seulement reconnaître le mélange de ces deux produits, mais encore doser le mélange.

Quand on traite une solution d'iodure de potassium par du sulfate de cuivre, on sait qu'il se précipite immédiatement un proto-iodure de cuivre et que, par conséquent, la moitié de l'iode de l'iodure reste en dissolution, malgré l'excès de sulfate de cuivre ajouté.

M. Duflos a démontré qu'on pouvait précipiter tout l'iode de cette dissolution à l'état de proto-iodure de cuivre, si on vient à y ajouter un excès d'acide sulfureux qui, agissant de concert

(1) Le procédé indiqué par M. Giraud ne pourrait être employé par celui qui voudrait fournir des capsules à nos collègues; il rentre dans le procédé pour lequel M. Mothes a obtenu un brevet d'invention.

avec l'iode, réduit le bioxyde de cuivre à l'état de protoxyde en passant lui-même à l'état d'acide sulfurique.

Comme cette même réaction n'a pas lieu avec les chlorures, cette méthode à été appliquée à la recherche du chlorure de potassium dans l'iodure : il restait à savoir si elle pouvait être aussi employée à la détermination du bromure dans le même sel. Je me suis assuré, par des expériences précises qu'elle est on ne peut plus exacte pour ce dernier cas.

L'opération se fait de la manière suivante : on dissout, à froid, l'iodure soupçonné dans une suffisante quantité d'eau distillée, on y ajoute un excès de sulfate de cuivre en dissolution, puis on sature le mélange par l'acide sulfureux ; aussitôt que ce dernier est en excès, tout l'iode est précipité à l'état de proto-iodure de cuivre, tandis que le bromure reste indécomposé : on sépare par le filtre l'iodure cuivreux, que l'on peut peser après l'avoir lavé et séché. Les eaux du lavage étant réunies au liquide filtré, on y ajoute une nouvelle quantité de sulfate de cuivre et d'acide sulfureux, et on porte le mélange à l'ébullition : alors tout le bromure est décomposé à son tour et le brome précipité à l'état de protobromure de cuivre, qui peut être dosé comme le premier.

Si l'on veut se contenter de déterminer la présence du brome dans le mélange, il suffit, après avoir séparé l'iodure cuivreux par le filtre, de mettre le liquide dans un tube, d'y verser un peu d'éther et d'eau chlorée, puis d'agiter : par le repos l'éther vient nager à la surface en entraînant tout le brome, qui le colore en jaune rougeâtre.

Cette méthode, par sa simplicité et son exactitude, est préférable à celle qui consiste à convertir le mélange en iodure et bromure d'argent, que l'on s'épare ensuite par l'ammoniaque ; car cette dernière donne presque toujours des résultats inexacts.

Mémoire sur l'iodure de fer; par M. Ch. Calloud, *élève en pharmacie.*

Dans un mémoire publié en 1841, le docteur Dupasquier de Lyon, signalait les avantages thérapeutiques de l'emploi de l'iodure de fer à l'état de *proto-iodure*, et donnait des formules de

préparation dans le but de donner à ce sel, si facilement décomposable, une certaine stabilité. L'idée fut bientôt reconnue des plus utiles, et dès lors, on s'appliqua généralement à employer de l'iodure ferreux d'après les modes de préparation proposés par cet habile médecin. L'ancien iodure des pharmacies dut être depuis rejeté de l'usage médical; mais soit que le mérite des résultats obtenus de l'emploi de l'iodure ferreux reste encore ignoré, soit par effet d'habitude, l'iodure ordinaire est encore redemandé dans les pharmacies. De plus, dans quelques prescriptions où l'iodure de fer est ordonné en *œnolé* ou en *teinture alcoolique*, on ne saurait en employer d'autre, et l'on se trouve ainsi réduit à se servir d'une préparation reconnue fort défectueuse.

M. Dupasquier a déjà démontré que l'*iodure de fer sec* était plutôt un *mélange* qu'une combinaison. Mais pour déterminer le médecin physiologiste à repousser l'emploi d'une préparation si variable dans sa composition, il devenait utile de représenter les quantités relatives de *fer séparé, de fer resté combiné et d'iode mis en liberté.*

Dans ce but, plusieurs échantillons d'*iodure de fer sec* ont été essayés, et j'ai pu m'assurer, par l'analyse, que non-seulement l'iodure avait subi une grande altération, mais qu'il était arrivé, après un certain laps de temps, à une décomposition complète. Dans ce dernier cas il présentait une solubilité apparente dans l'eau, mais cette solubilité était due à la présence accidentelle d'un *sel ioduré non décomposé*, tout autre que l'iodure de fer. Il est formé d'oxyde ferrique en partie combiné, en partie mélangé à l'iode réduit que l'eau n'avait pu dissoudre. L'alcool enlevait cet iode libre, et il ne restait plus sur le filtre que le sesquioxyde de fer ioduré.

La partie dissoute dans l'eau, et représentant les 2/5ᵉ de l'*iodure employé*, avait la couleur de la teinture de safran, accusait fortement, par l'odeur et la saveur, la présence de l'iode libre, et *ne donnait*, par les réactifs les *plus sensibles*, *aucune trace de fer combiné*. Mais l'hydrate de potasse y formait un précipité *brun fauve*, le carbonate de potasse, un précipité *brun* qui se dissolvait dans un excès du sel précipitant, à mesure que le carbonate alcalin, en s'iodurant, dégageait l'acide carbonique.

La solution aqueuse *colorée*, évaporée à siccité, laissait pour produit un résidu *jaunâtre* attirant puissamment l'humidité de l'air, très-soluble dans l'eau, sans action sur le tournesol, d'une saveur métallique, et formant par le cyanure de potassium et de fer un précipité *rose* (1).

Le sulfhydrate de soude donnait également une coloration en *rose*. L'acide sulfurique concentré en éliminait de l'iode avec dégagement d'acide sulfureux, et produisait un sel qui, évaporé à siccité, avait une teinte *améthyste* et devenait *violet pourpre* par l'addition de l'acide azotique.

C'était évidemment des caractères propres à un sel de *manganèse*.

Le sesqui-iodure de manganèse, n'ayant point l'instabilité des combinaisons de fer ioduré, existait seul dans la liqueur aqueuse de *l'iodure* n° 3, plus une portion d'iode libre dissout à la faveur du sel ioduré soluble.

On voit donc que l'iodure de fer, obtenu par évaporation à siccité, constitue une préparation des plus défectueuses, et que son emploi en thérapeutique est soumis à des variations d'une certaine gravité. J'ajouterai que j'ai trouvé une quantité notable de manganèse dans certains iodures du commerce.

L'*iodure de fer sec* est le produit de l'évaporation promptement faite, jusqu'à siccité, d'une solution de proto-iodure de fer. Or, l'action de la chaleur détermine la formation d'une quantité notable de *gaz iodhydrique*, en décomposant une portion de l'eau, et par là même la composition essentielle de l'iodure se trouve changée, et il y a toujours, à la fin de l'opération, du sesqui-oxydo-iodure mélangé à l'iodure non décomposé. Et cette décomposition de la solution de proto-iodure de fer en acide iodhydrique et en sesqui-oxydo-iodure, ne cesse que lorsque les vapeurs aqueuses, qui se produisent en abondance, empêchent le contact immédiat de l'oxygène de l'air avec le sel en solution.

---

(1) Ce fait, que j'ai observé dans plusieurs expériences répétées, provient de ce que le fer ayant servi à la préparation de l'iodure contenait du manganèse. Il existe en effet du fer qui est manganésifère; celui extrait des minerais de fer carbonaté est dans ce cas. On sait d'ailleurs que le fer de l'Isère en contient une quantité notable.

En chauffant dans une cornue de verre la solution incolore de proto-iodure de fer, j'ai observé qu'il se dégageait, jusqu'à moitié de l'opération, du gaz iodhydrique bien caractérisé : *rougissant* le papier tournesol, ne *bleuissant* l'amidon que lorsque celui-ci était humecté d'eau chlorée et précipitant en *jaune orangé* la dissolution de protoxyde de plomb dans l'acide acétique.

On ne peut admettre que l'iodure de fer passe à l'état de sesqui-iodure, du moins complétement, où que la 1/2 proportion d'iode en plus soit combinée ; car il présente à peine les caractères des sels de fer intermédiaires. En exposant au contact de l'air, à la température ordinaire, la solution aqueuse de fer proto-ioduré, on observe qu'elle se colore promptement et toujours de plus en plus, mais ce n'est point un indice de perioduration exacte ; car déjà, par l'odeur et la saveur, on distingue de l'iode réduit et libre. En saturant l'iode en liberté par l'amidon solide, on obtient une liqueur presque incolore, et qui précipite en *bleu clair* par le proto-cyanure de fer et de potassium, et en *vert* par l'hydrate et le carbonate de potasse ; l'iodure de fer devant ainsi correspondre à l'oxyde ferroso-ferrique.

Ce fait démontre que la formation complète d'iodure de fer à 1 pp. 1/2 d'iode n'est point constante, même à la température de l'atmosphère. Bien plus, par analogie avec les combinaisons de fer chloruré, il semble qu'on devrait accorder au periodure plus de stabilité qu'au proto-iodure ; mais l'expérience ne la justifie pas, puisque l'*iodure de fer sec* des *pharmaciens*, en subissant l'action hygrométrique et oxygénante de l'air, est susceptible, après un certain temps, d'une décomposition complète. C'est ce qui peut être très-bien reconnu dans les officines, pour l'*iodure de fer sec*, dans lequel on remarque à l'œil nu des lames d'iode cristallisé, adhérant à une masse bleuâtre, friable et dépourvue de solubilité dans l'eau, qui n'est plus qu'un *mélange* d'iode réduit et de sesqui-iodure de fer.

Iodure de fer obtenu par double décomposition.

En réduisant en poudre ténue l'iodure de potassium et le sulfate de protoxyde de fer, et triturant le mélange des deux sels, j'ai obtenu le proto-iodure de fer :

1 pp. sulfate protoxyde de fer cristallisé 161,52
1 pp. iodure de potassium. 206,94

Le mélange des deux sels bien pulvérisés est trituré un instant dans un mortier en fer ; la double décomposition étant opérée à l'aide de l'eau de cristallisation du sulfate de fer, ce qu'on reconnaît quand le mélange salin est devenu humide, on traite par l'alcool à 85°, qui ne dissout que le proto-iodure de fer formé.

La réaction s'opère entièrement : le sulfate de potasse est ici dans la condition des sels insolubles.

D'où il peut être établi la formule suivante :

$$(FeO, SO^3 \times {}^6H^2O \times I^2K = KO, SO^3 \times I^2Fe \times {}^6H^2O.)$$

Analyse. La solution alcoolique de proto-iodure de fer par double décomposition était légèrement verdâtre, avait la saveur styptique, ferrugineuse, et point du tout âcre ni amère.

Étendue d'eau, elle ne précipitait pas par l'azotate de baryte.

Exposée à l'air, elle se comportait de la même manière que les solutions de protosels de fer, savoir : se colorait en *jaune*, puis en *brun*, en formant un dépôt ocreux de sesquioxyde ou de sel sébasique, en même temps que la présence d'*iode réduit* devenait évidente...

L'hydrate de potasse donnait un précipité d'oxyde ferreux qui, amené à l'état de sesquioxyde, répondait à la proportion produite d'iodure de fer.

L'iodure de potassium reconstitué représentait, à une légère perte près, la proportion d'iodure potassique employée.

Ceci bien établi, c'est avec toute assurance que je propose l'emploi thérapeutique de l'iodure ferreux mélangé au sulfate de potasse. Il présente un avantage incontestable, car il se trouve ainsi à l'état sec et sans altération aucune.

La formule suivante peut servir pour certaines préparations pharmaceutiques à base d'iodure de fer.

Sulfate de protoxyde de fer cristallisé. 3
Iodure de potassium. 4

Il est important de choisir le sulfate de fer en petits cristaux incolores et translucides, qui représentent intégralement le sel protoxydé à sept proportions d'eau. L'iodure potassique doit

être de même bien neutre et pur ; la moindre alcalinité de l'iodure serait du reste aussitôt accusée par le sulfate de fer qui, dans ce cas, est un bon réactif.

Pour s'assurer de la pureté des matières, le mélange des deux sels bien pulvérisés étant dissous dans une certaine quantité d'eau, celle-ci ne doit point être troublée par de l'oxyde de fer *vert* ou *jaune*, ce qui indiquerait un emploi d'iodure de potassium basique ou de sulfate de fer en partie sesquioxydé.

Pilules au proto-iodure de fer.

Sulfate de fer cristallisé.	1 gram. 60 centigr.
Iodure de potassium.	2 gram. 10 centigr.
Gomme adragante.	» 30 centigr.
Sucre.	1 gram. »
Sirop et poudre de guimauve.	S. Q. pour 36 pilules.

Chaque pilule contient 52 milligr. d'iodure de fer sec ou 71 milligr d'iodure hydraté et 26 milligr. sulfate de potasse.

Le sulfate de fer est d'abord réduit en poudre très-fine dans un mortier en fer, puis l'iodure de potassium, et on triture le mélange pour faciliter la réaction des deux sels ; on ajoute la gomme, le sucre, le sirop et au besoin la poudre de guimauve.

Pour préserver ces pilules de l'action de l'air, il serait bien de les recouvrir de gélatine par le procédé de M. Garot. Mais cette manipulation demandant du temps, devient peu praticable pour de petites quantités.

On obtient une masse d'une bonne conservation en remplaçant la gomme et le sirop par 2 grammes de mie de pain.

L'eau du pain liquéfiant singulièrement le sel et le sucre, on ajoute de la poudre de guimauve pour donner à la masse la consistance nécessaire. Le gluten et l'amidon soluble du pain forment un vernis, qui, en durcissant, circonscrit l'action de l'air à la surface seule de chaque pilule.

Ces pilules sont roulées dans le lycopode et placées dans un lieu très-sec.

Les préparations suivantes peuvent remplacer celles décrites dans les formulaires.

Teinture de proto-iodure de fer.

Sulfate de fer.	»	80 centigr.
Iodure de potassium.	1 gram.	5 centigr.
Alcool à 85°.	16 gram.	»

On triture les deux sels comme ci-dessus, on dissout l'iodure ferreux au moyen de l'alcool et on filtre.

A renfermer dans un flacon bouché en cristal de capacité telle, qu'il soit exactement rempli de la teinture alcoolique.

Un petit excès d'iodure de potassium lui donne plus de stabilité.

L'iodure de fer formé et contenu dans 16 grammes de teinture représente 1 gramme.

OEnolé d'iodure de fer.

Sulfate de fer.	»	80 centigr.
Iodure de potassium.	1 gram.	5 centigr.
Vin blanc.	32 gram.	»

Les deux sels pulvérisés, on ajoute au mélange quelques gouttes de vin pour compléter la réaction, on triture un instant, puis on dissout dans le reste du vin et on filtre.

32 grammes d'œnolé contiennent 1 gramme d'iodure ferreux, plus un peu de sulfate de potasse.

A renfermer dans un flacon, d'une capacité exactement conforme au volume du liquide, bouché à l'émeri ou avec un bouchon en liége dont on aura annulé le tannin en le faisant tremper dans une solution de sulfate de fer.

La formule du docteur Pierquin exige le vin de Bordeaux pour menstrue, mais le tannin qui est en assez forte proportion, devant nuire au sel ferreux, je pense qu'il est préférable de lui substituer le vin blanc.

Toutes ces préparations à base d'iodure de fer obtenu par double décomposition, étant d'une exécution extrêmement prompte et facile, ne devront pas être faites à l'avance, mais chaque fois qu'elles seront demandées sur prescription magistrale.

Revue Médicale,

ET CHIMIE APPLIQUÉE A LA PHYSIOLOGIE ANIMALE.

— *Emploi de la lampe de Davy pour prévenir les accidents qui résultent de l'inflammation brusque de l'alcool, de l'éther*, etc.; par M. Boussingault. — Un accident très-grave, qui a eu lieu récemment dans les mines de pétrole de Bechelbronn (Bas-Rhin), a déterminé M. Boussingault à faire des recherches sur l'utilité de la lampe de Davy pour prévenir de semblables accidents.

Le tissu métallique qui entoure la mèche des lampes de Davy est très-serré, car il porte 144 mailles par centimètre carré. M. Boussingault voulant s'assurer si ces appareils seraient de nature à prévenir des explosions dans les mines de pétrole, qui peuvent contenir des vapeurs de naphte, très-inflammables comme on sait, a expérimenté d'abord, et pour trancher la question, sur un des liquides les plus volatiles, l'éther sulfurique lui-même.

Il a reconnu qu'une lampe ordinaire placée dans un cylindre, à vingt-cinq centimètres d'une couche d'éther, en détermine l'inflammation.

Si, dans les mêmes circonstances, on introduit au milieu de la vapeur éthérée une lampe de Davy, l'inflammation n'a pas lieu.

Bien plus, en versant de l'éther sur la lampe allumée, la flamme ne dépasse pas la limite des mailles métalliques.

Le naphte a offert des phénomènes entièrement semblables. L'alcool, l'essence de terébenthine se sont comportés de la même manière. (Encyclograph. médic 1845.)

Ces observations me paraissent susceptibles d'une application immédiate. On sait qu'une des causes les plus communes d'incendie au milieu des villes, et l'imprudence avec laquelle on approche une lumière des liquides inflammables. Il n'est que trop commun de voir le feu se déclarer dans les caves ou l'on transvase de l'esprit de vin et de l'éther.

La pharmacie déplore la perte de plusieurs hommes distingués, parmi lesquels je ne puis citer sans des regrets bien amers un chimiste de la plus grande espérance, mon proche parent, Polydore Boullay, dont la mort a été causée par un accident de cette nature.

Dernièrement encore un jeune et savant pharmacien de Nantes a été horriblement brûlé par de l'éther enflammé.

Ne serait-il pas bien à désirer que l'usage de la lampe de Davy s'introduisit chez les pharmaciens et les distillateurs?

Des différences que présentent la digestion et la nutrition chez les herbivores et les carnivores; par le docteur Bernard, de Villefranche. — L'auteur a

eu pour but de rechercher si les différences anatomiques frappantes qui existent entre l'appareil digestif des animaux herbivores et celui des animaux carnivores entraînaient des modifications profondes dans les phénomènes de la digestion et de la nutrition.

Il s'est d'abord assuré que constamment chez les *carnivores* (chiens) nourris exclusivement de *viande*, et sacrifiés pendant le travail de la digestion, on trouve :

1° Le chyme *acide* dans l'intestin grêle ;

2° Le chyle *opaque*, *homogène* et d'un blanc laiteux ;

3° Les urines *claires* et *acides*.

Chez des herbivores (lapins) nourris exclusivement de substances *végétales*, il a toujours vu :

1° Le chyme *alcalin* dans l'intestin grêle;

2° Le chyle *clair* et à peine opalin dans le canal thoracique;

3° Les urines *troubles* et *alcalines*.

Si on soumet à la diète pendant un temps convenable un des *herbivores* et un des *carnivores* qui ont présenté dans leurs urines la différence radicale indiquée plus haut, on reconnaît que celles-ci sont devenues parfaitement semblables, c'est-à-dire claires, ambrées, très-acides. Cette expérience prouve que les urines présentent primitivement, en dehors de l'alimentation, la même apparence chez les herbivores que chez les carnivores.

Mais pour s'assurer que les modifications qui surviennent dans l'urine des lapins pendant la digestion dépendent de la nature des aliments qu'ils digèrent et non de la manière spéciale dont ils les assimilent en leur qualité d'herbivores, M. Bernard a donné aux lapins une nourriture *animale* et aux chiens une nourriture *végétale*. Alors les lapins ont rendu de l'urine claire et acide, c'est-à-dire de l'urine de *carnivore*, et les chiens de l'urine louche et alcaline, c'est-à-dire de l'urine d'*herbivore*. De plus ces animaux, sacrifiés pendant la digestion, ont présenté, les lapins, un chyme acide et un chyle opaque, laiteux; les chiens, un chyme alcalin et un chyle clair, à peine opalin dans le canal thoracique.

De ces faits M. Bernard conclut avec raison que les différences qui existent entre l'appareil alimentaire des herbivores et des carnivores ne portent en réalité que sur la partie mécanique de la fonction digestive, puisque la partie chimique ne varie pas, en ce sens que les sucs intestinaux se comportent de la même manière à l'égard des mêmes principes alimentaires, que le phénomène digestif s'accomplisse dans l'intestin d'un chien ou d'un lapin. Au lieu donc de dire que les urines troubles et alcalines appartiennent aux herbivores, il est plus juste de dire qu'elles résultent de l'assimilation d'aliments non azotés.

On voit d'après ce qui précède que les caractères du chyme, du chyle et des urines sont dans une relation étroite et constante, si bien que connaissant l'un de ces trois termes de la *nutrition*, les autres peuvent

en être déduits. Or, comme les urines sont toujours accessibles à l'extérieur, elles deviennent naturellement l'élément de diagnostic pour les deux autres produits.

Le fait suivant, qui est très-remarquable, vient à l'appui de la proposition de M. Bernard. Si l'on fait prendre un repas de carottes à un lapin à jeun, ayant des urines claires et acides (urines de la diète), on verra ces urines devenir bientôt troubles et alcalines (urines de la digestion). Alors si l'on coupe à cet animal les deux nerfs de la huitième paire qui vont à l'estomac, sa digestion sera arrêtée, et ce qui le prouve, c'est que ses urines reprendront en très-peu d'instants les caractères qu'elles avaient à jeun, et redeviendront claires et acides. Cette expérience prouve d'une manière formelle que la section des nerfs de l'estomac arrête entièrement la digestion. (*Acad. des sciences*, 23 mars 1846.)

De l'embaumement par rapport aux investigations chimico-légales en matière d'empoisonnement. — La justice a trop d'intérêt à ce que rien n'entrave les investigations chimico légales qui peuvent l'éclairer dans la recherche du crime d'empoisonnement, pour qu'elle n'ait pas dû se préoccuper des difficultés qui pourraient surgir à la suite des embaumements, s'il était démontré que les matières servant à cette opération contiennent des substances toxiques.

Une note lue à l'Académie des sciences de Rouen, par M. Morin, professeur de chimie à l'école de cette ville, sur les graves inconvénients qui résultent, au point de vue médico-légal, de l'emploi de l'arsenic pour la conservation des cadavres, appela la sollicitude de l'autorité judiciaire qui provoqua à cette occasion un rapport officiel. Voici quels ont été les résultats des recherches que MM. Avenel, Girardin et Morin, de Rouen, ont entreprises à ce sujet sur un cadavre embaumé par le procédé Gannal. Une faible portion des chairs ayant été mise à leur disposition, celles-ci furent coupées et carbonisées par l'acide sulfurique; le charbon fut épuisé par l'eau distillée; la liqueur filtrée ne conservait qu'une légère teinte jaune : elle fut soumise à la concentration avec une certaine quantité d'acide sulfurique pur, afin d'en chasser la dernière trace d'acide hypoazotique. Dans cet état elle fut versée dans un appareil de Marsh éprouvé à l'avance, et qui décéla promptement la présence d'arsenic métallique en quantité considérable. — Ces expériences démontrent que la liqueur employée pour la conservation du corps était éminemment arsenicale. — On conçoit combien l'usage des poisons métalliques pour l'embaumement aurait d'inconvénients, puisque les recherches de la justice seraient rendues impossibles dans un certain nombre de cas, et puisqu'il suffisait, pour commettre impunément un homicide, de tuer sa victime par l'arsenic et de la faire embaumer ensuite par le procédé Gannal. D[r] E. B.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 1er avril 1846.

Présidence de M. Vée.

Le procès-verbal de la séance précédente est lu et adopté.

La correspondance écrite se compose :

1° D'une lettre de M. Decaye, pharmacien de Paris qui envoie un travail sur le Fucus Crispus, et demande à faire partie de la société comme membre résidant. Le travail est renvoyé à l'examen de MM. Foy et Hottot. MM. Baget et Vée présentent ensuite M. Decaye comme membre résidant. MM. Foy, Hottot et Gaultier de Claubry sont chargés de faire le rapport d'admission ; 2° D'une lettre de M. Figuier, pharmacien à Paris, qui sollicite également l'honneur d'être admis comme membre résidant et qui envoie l'exposé de ses titres à l'appui de sa demande. La présentation est faite par MM. Soubeiran et Dubail ; MM. Mialhe, Lecanu et Henry sont chargés du rapport d'admission ; 3° M. Louis Charles Petit, serrurier, ancien sous-officier retraité, chevalier de la Légion d'honneur, envoie à la Société la description et le modèle de deux nouveaux instruments à l'usage des pharmaciens. L'un d'eux est le *Sparadrapier à cuvette*, l'autre est le *Coupe-pâte à régulateur*. MM. Bourières et Quévenne sont priés d'examiner ces instruments et d'en rendre compte à la Société ; 4° M. Thierry, pharmacien à Avallon, envoie, par l'entremise de M. Bouchardat, une note sur la falsification de l'iodure de potassium. Cette note est renvoyée à l'examen de MM. Bussy et Guibourt ; 5° M. Gaultier de Claubry communique à la société une note envoyée par M. Preisser, professeur de chimie à Rouen, sur une urine renfermant du sperme ; 6° M. Foy remet une lettre de M. Amédée Forget, secrétaire de la commission Bichat, qui invite la Société à souscrire pour le monument qui doit être élevé à la mémoire du célèbre anatomiste. MM. Blondeau et F. Boudet sont chargés de faire un rapport à ce sujet.

La correspondance imprimée comprend :

1° Un numéro du Répertoire de pharmacie de Buchner ; 2° un numéro du Pharmaceutical journal de Jacob Bell ; 3° un numéro

des Archives de pharmacie de Wackenroder; 4° le Bulletin de la société industrielle de Mulhouse; 5° une brochure intitulée : *Médecine physiologique*, *Législation sanitaire* par Bigeon; 6° un numéro du Journal de pharmacie et de chimie.

M. Quevenne remercie la Société au nom de MM. Davallon et Duval du titre de correspondant qu'elle leur a accordée.

M. Gaultier de Claubry annonce que M. Migliazzhi a observé dans la teinture de Mars tartarisée un dépôt qu'il suppose formé par du malate acide de fer.

M. Bussy rend compte des séances de l'Institut, il insiste principalement sur un nouveau procédé indiqué par M. Marguerite pour le dosage du fer par la voie humide. Ce procédé consiste dans l'emploi d'une dissolution normale de permanganate de potasse.

M. Chatin communique à la Société le résultat de ses observations sur la famille des *Limnanthées* de Robert Brown. Les plantes qui composent cette famille lui paraissent plus rapprochées des Coriariées que des Géraniacées par la symétrie de leurs fleurs.

M. Guibourt lit une longue note sur de nouvelles galles qui viennent de Chine, et sur les galles du Térébinthe. La société passe ensuite au scrutin pour l'élection de M. Deschamps, qui est nommé membre résidant à l'unanimité des suffrages.

A trois heures et demie, la société se forme en comité secret.

M. Pelletier lit, en son nom et en celui de MM. Durozier et F. Boudet, un rapport sur les titres et antécédents de M. Warrington, et conclut à son admission comme membre correspondant étranger.

L'élection aura lieu dans la séance prochaine.

Congrès médical de France.

SEPTIÈME ARTICLE.

La circulaire n° 4, dont nous avons rendu compte dans le numéro de mars, a reçu partout le plus favorable accueil; les vues de la commission permanente sur l'association médicale et son projet de règlement, ont obtenu un assentiment général, et dans la plupart des arrondissements ce projet a été adopté sans aucune modification. L'association continue d'ailleurs à se propager; à mesure que la saison devient moins rigoureuse, que

les communications deviennent plus faciles, elle s'organise dans les arrondissements où des circonstances toutes locales avaient paralysé le zèle du corps médical, et il y a lieu d'espérer que la publication très-prochaine des actes du congrès fera enfin sortir de leur indifférence ceux qui sont restés jusqu'ici en dehors du mouvement. Cette publication ne peut plus être différée que de peu de jours, et la commission s'occupe en ce moment de rédiger une circulaire destinée à faire connaître aux adhérents les moyens de retirer les exemplaires qui leur appartiennent.

La commission permanente a saisi cette occasion de communiquer avec le corps médical pour lui rendre compte de sa gestion, et ranimer ses espérances au moment où, déçu dans son attente de la loi nouvelle qui lui avait été promise pour cette année même, il semble manifester quelques symptômes de découragement. Sans doute, en présence des promesses solennelles qui ont été faites au congrès, il y aurait lieu de douter d'un avenir meilleur, si la bienveillance éprouvée de M. de Salvandy pour le corps médical n'était un sûr garant que des obstacles inattendus ont maîtrisé sa volonté, et si par une mesure récente, *la prorogation des jurys médicaux pour une année seulement*, il n'avait donné un nouveau témoignage de ses excellentes intentions.

La commission, loin de perdre courage, s'apprête à profiter de l'intervalle qui va s'écouler d'ici à la prochaine session législative pour mieux assurer la réalisation des vœux du congrès. Elle saisit toutes les circonstances favorables pour leur conquérir l'appui des pouvoirs et des hommes qui peuvent contribuer à les faire prévaloir, et déjà elle a obtenu des preuves non équivoques du succès de ses démarches. Pour n'en citer qu'un exemple, nous pouvons dire que les pharmaciens de la commission permanente, s'étant présentés tout récemment au ministère de l'intérieur pour y déposer une pétition dans laquelle leurs confrères de la Guillotière réclamaient contre la vente publique des médicaments par l'hôpital de cette ville, M. Passy leur a donné l'assurance que le projet de loi relatif à la police de la pharmacie contenait un article spécial pour interdire à l'avenir ces déplorables abus.

F. B.

ERRATA.

Au numéro d'avril, page 251, 4e ligne, *au lieu de* 32, *lisez* 23.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

J. STENHOUSE. — Résine de xanthorrhæa.

On trouve, dans le commerce, sous le nom de *gomme jaune* (yellow gum), une espèce de résine qui suinte de l'écorce d'une liliacée, le *Xanthorrhæa hastilis*, arbre qu'on rencontre fréquemment dans la Nouvelle-Hollande, et notamment dans les environs de Sidney. Cette résine est d'une saveur légèrement astringente et aromatique, comme le benjoin; son odeur est aussi fort agréable. Elle dégage, quand on la chauffe, une odeur agréable comme le baume de Tolu.

Selon les observations de M. Stenhouse (1), elle renferme une petite quantité d'une huile essentielle; de plus, on y trouve de l'acide cinnamique avec une petite quantité d'acide benzoïque.

Traitée par l'acide nitrique moyennement concentré, elle fournit beaucoup d'acide nitro-picrique.

Soumise à la distillation sèche, elle donne une quantité assez notable d'une huile pesante, soluble dans la potasse, et qui présente les caractères du phénol; en même temps il passe une petite quantité d'une huile indifférente qui paraît être de la benzine ou du cinnamène.

BERLIN. — Poids atomique du chrome.

M. Berlin de Stockholm a fait quelques déterminations (2) du poids atomique du chrome par le procédé suivant : il décomposa du chromate d'argent, dans un ballon taré, à l'aide d'un mélange d'alcool et d'acide hydrochlorique, sépara par le lavage le chlorure de chrome d'avec le chlorure d'argent, dessécha ce dernier dans le ballon, le traita par l'eau régale jusqu'à ce qu'il fût devenu parfaitement blanc, le fit fondre et le pesa. La solution du chlorure de chrome, étant évaporée, fut mélangée avec

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 84.

(2) *Œversigt af Kongl. Vetensk. Acad. Forhandl*, 1845, n° 4, p. 90, et en extrait dans *Annal. de Poggend.*, LXVII, p. 258.

un excès d'ammoniaque et desséchée; le résidu fut délayé dans l'eau bouillante, l'hydrate d'oxyde de chrome fut porté sur un filtre, calciné et pesé. Cinq expériences ont ainsi donné pour Cr^2, en mettant $Ag^2=1349,66$ et $Cl^2=443,28$:

I	II	III	IV	V
328,80	328,45	328,83	327,83	328,04.

Les déterminations I, II et III ont été faites avec un sel obtenu avec un excès de chromate de potasse et par des cristallisations réitérées; dans l'expérience IV le sel avait été précipité par un excès de nitrate d'argent; l'expérience V a été faite avec un sel cristallisé en assez grosses aiguilles.

M. Berlin déduit de ces expériences le poids atomique 328,39; ce nombre me paraît trop fort, attendu que l'auteur s'est basé sur un poids atomique trop faible pour le chlore (443,28); je crois qu'en représentant ce dernier par 450 (1) on arriverait au nombre 325 ou 162,5 dans ma notation, c'est-à-dire vingt-six fois l'équivalent de l'hydrogène. Je regrette de ne pas connaître les détails analytiques de M. Berlin pour les interpréter exactement à l'aide des nombres 1350 pour l'argent et 450 pour le chlore. Remarquez d'ailleurs que le nombre 325 s'accorderait avec les déterminations de M. Péligot sur l'acétate de protoxyde de chrome.

Dans tous les cas, les expériences de M. Berlin démontrent que M. Péligot a eu raison d'abaisser l'ancien poids atomique du chrome.

J. PIERRE. — Composition de quelques sels du groupe magnésien.

Il y a, dans nos théories chimiques, des irrégularités, des inconséquences que la routine a singulièrement consacrées. Ainsi, on admet tout à la fois des sels doubles formés par un même acide considéré comme monobasique et par des bases différentes, et des sels simples formés par un acide considéré comme polybasique et par deux ou trois bases différentes; je n'y vois cependant aucune différence; si d'autres en voient, d'après quelle règle

(1) Voyez plus haut mes observations sur les expériences de M. Marignac.

établissent-ils les distinctions? Pourquoi l'alun serait-il un sel double composé de deux sulfates qui sont considérés comme unibasiques, pourquoi le sel de Gregory serait-il un oxalate double formé par deux oxalates unibasiques, tandis que l'émétique serait un tartrate simple, mais bibasique formé par deux bases différentes? Encore une fois où sont les règles dans la théorie dualistique?

Je fais cette question, afin qu'on ne soit pas surpris de me voir noter les sels dont je vais parler, d'après des formules auxquelles tous les chimistes ne sont pas encore habitués, bien qu'elles soient toujours construites suivant un seul et même principe.

Les sels dont il va être question sont des sulfates; or, dans ma notation, les sufates sont des sels bibasiques

$$SM^2O^4,$$

dans lesquels M^2 est représenté tantôt par 2 éq. du même métal, comme dans les sulfates neutres, tantôt par 1 éq. de métal et 1 éq. d'hydrogène (MH) comme dans les sulfates acides, tantôt par 2 éq. de métaux différents comme dans les sulfates dits *doubles*.

Ceci posé, examinons le travail de M. Isidore Pierre.

M. Graham avait cru remarquer que, dans les sulfates neutres de la série magnésienne (Zn,Mg,Fe,Mn,Cu, Ni,Co), l'un des équivalents d'eau (*l'eau saline*), en dehors du type sulfate SM^2O^4, ne pouvait être éliminé qu'à une température beaucoup plus élevée que celle qui est nécessaire pour chasser les autres; que cet équivalent d'eau pouvait être remplacé par 1 éq. d'un autre sulfate, de manière que le sel double formé contenait 1 éq. d'eau de moins que si chacun des deux sulfates simples eût apporté toute son eau de cristallisation dans la molécule qui résulte de leur combinaison. Voici cette hypothèse appliquée aux sulfates de zinc et de potasse, dans les deux notations:

	Notation dualistique.	Notation par types.
Sulfate de zinc.	$SO^3,ZnO;H^2O + 6$ aq.	$SZn^2O^4 + 7$ aq.
Sulfate de potasse. . .	$SO^3,KO.$	$SK^2O^4.$
Sulfate double de zinc et de potasse.	$SO^3,ZnO;SO^3,KO + 6$ aq.	$S(KZn)O^4 + 3$ aq.

On voit que, dans notre notation, les rapports indiqués par

M. Graham ne se présentent plus, ou deviennent du moins bien plus compliqués.

Les nouvelles expériences de M. Pierre ne confirment pas non plus les vues du célèbre chimiste anglais.

Voici les résultats de M. Pierre.

Le *sulfate neutre de zinc* cristallisé au-dessous de 15°, renferme :

$$SZn^2O^4 + 7 aq.$$

Cette formule est la même que celle du sulfate de magnésie cristallisé par évaporation spontanée. L'eau a été dosée directement, et l'on a trouvé que le sulfate neutre de zinc chauffé pendant très-longtemps, à 110°, sous l'influence d'un courant d'air sec, perd la totalité de son eau. Cette expérience est tout à fait en désaccord avec celle de M. Graham qui avait annoncé que le septième équivalent d'eau exigeait une température de 204°C.

Quand on dissout dans l'eau distillée le sel précédent qu'on chauffe et évapore à 40 ou 50°, jusqu'à ce qu'il se forme des rudiments de cristaux; qu'alors on laisse tomber lentement la température à 35° dans une étuve, qu'on décante les eaux mères, et qu'on sèche rapidement les cristaux, après les avoir lavés avec une très-petite quantité d'eau à 35° au 40°, on obtient un sel :

$$SZn^2O^4 + 5 aq.$$

Cette formule est d'accord avec les résultats antérieurs de MM. Kühn et Schindler.

Le *sulfate de zinc et de potasse* s'obtient en mêlant ensemble des dissolutions chaudes de bisulfate de potasse et de sulfate de zinc, contenant la potasse et le zinc dans le rapport d'équivalent à équivalent, et faisant cristalliser ensuite. On l'obtient en belles lames parallélogrammiques, très-minces et d'un blanc de lait. M. Pierre y admet :

$$S(KZn)O^4 + 3\ 1/2\ aq.$$

L'eau s'élève d'après une détermination, à 27,49 p. 100 et se dégage complétement entre 180° et 200°. Cette indication diffère entièrement de celles de M. Graham et de M. Bucholz fils, qui admettent la formule

$$S(KZn)O^4 + 3 aq.$$

Comme selon M. Mitscherlich, le sulfate de zinc et de potasse est isomorphe avec le sulfate de magnésie et de potasse,

$$S(MgK)O^4 + 3\ aq.$$

cette dernière formule me paraît plus vraisemblable. Il est vrai que, selon M. Pierre, le *sulfate de zinc et d'ammoniaque* présenterait la même proportion d'eau de cristallisation, mais cette eau n'a été évaluée que par différence ; et suivant M. Mitscherlich, ce sel est aussi isomorphe avec le sulfate de magnésie et de potasse ; les analyses de Tassaert sont également conformes à l'opinion de M. Mitscherlich.

Si l'on mélange des dissolutions de sulfate de magnésie et de sulfate de zinc, équivalent à équivalent, on obtient, par la cristallisation, le *sulfate de zinc et de magnésie* sous la forme de beaux prismes rhomboïdaux obliques qui, par la pression, se subdivisent en aiguilles d'une extrême finesse. Ces prismes s'implantent sous des angles d'environ 118 et 72°. Chauffé brusquement, ce sel fond dans son eau de cristallisation vers 100°, et perd alors une partie de cette eau. A 200°, il en retient encore un équivalent, qu'on ne peut lui enlever que vers 250° ou 260°. Chauffé lentement et progressivement, ce même sel peut s'effleurir sans fondre dans son eau de cristallisation ; on peut ainsi le priver de la totalité de son eau sans lui faire éprouver de fusion ; seulement il s'agglutine un peu. L'analyse a donné pour formule :

$$S(ZnMg)O^4 + 7\ aq.$$

Cristallisé au-dessus de 35°, il renferme :

$$S(ZnMg)O^4 + 5\ aq.$$

Cette composition est très-remarquable ; elle est en effet semblable à celle du sulfate neutre de zinc cristallisé aux degrés indiqués.

Le *sulfate neutre de cuivre* cristallisé à 25° renferme, ainsi que l'avait dit M. Berzélius,

$$SCu^2O^4 + 5\ aq.$$

Toute l'eau s'en va par la dessiccation à 114°, dans un courant d'air sec. Quelque soin que M. Pierre ait pris, il n'a pas réussi à obtenir un sel avec 7 équiv. d'eau.

Le *sulfate de cuivre et de potasse* cristallise avec une grande

facilité, en prismes rhomboïdaux d'un bleu mat et pâle. Chauffé lentement, il peut perdre toute son eau, sans éprouver la moindre trace de fusion ; il perd alors complétement sa couleur. Selon M. Pierre, il renfermerait :

$$S(CuK)O^4 + 3\ 1/2\ aq.$$

Mais je ferai remarquer que ce sel aussi est isomorphe avec le sulfate de magnésie et de potasse, de manière que la formule

$$S(CuK)O^4 + 3\ aq.$$

présente plus de vraisemblance. Cette deuxième formule se déduit d'ailleurs des analyses de F. C. Vogel, confirmées par M. Graham. Est-ce que M. Pierre n'aurait pas analysé un sel renfermant encore de l'eau d'interposition ? Son analyse donne 27,16, tandis que ses deux devanciers avaient obtenu 24,5 et 24,39 p. 100 d'eau.

Cristallisé au-dessus de 15°, le *sulfate neutre de nickel* se présente sous la forme d'octaèdres à base carrée, emboîtés les uns dans les autres et d'un vert émeraude. Exposé à une chaleur de 200 à 250° environ, il devient d'un jaune verdâtre et finit par perdre toute son eau de cristallisation. Il renferme :

$$SNi^2O^4 + 6\ aq.$$

M. Mitscherlich avait trouvé la formule

$$SNi^2O^4 + 7\ aq.;$$

Mais cela tient probablement, selon M. Pierre, à ce que le chimiste allemand a analysé un sulfate cristallisé au-dessous de 15°.

Le *sulfate de nickel et de potasse* cristallise en beaux prismes obliques d'un vert un peu moins foncé que le sulfate de nickel. Chauffé à une température d'environ 350°, il ne fond pas dans son eau de cristallisation, lors même qu'on le chauffe brusquement ; il décrépite, devient d'abord d'un blanc sale en s'effleurissant légèrement ; puis sa couleur passe au jaune clair, et si l'on donne ensuite un bon coup de feu, il reste dans le creuset une matière fondue d'un beau jaune. Le sel cristallisé renferme :

$$S(NiK)O^4 + 3\ aq.$$

C'est précisément la composition trouvée par M. Mitscherlich et M. Cooper. Au reste, ce sel est isomorphe avec le sulfate de magnésie et de potasse.

On obtient le *sulfate de zinc et de nickel* en longs prismes obliques à base rhombe, d'un vert d'émeraude, que M. Pierre représente par les rapports

$$S(ZnNi)O^4 + 6\ 1/2\ aq.$$

Je serais plus porté à admettre 7 éq. d'eau comme pour le sel correspondant à base de zinc et de magnésie.

Le *sulfate de manganèse et de potasse* a été obtenu par M. Pierre sous forme d'écailles, d'un blanc très-légèrement rosé. Chauffé, ce sel s'effleurit et finit par éprouver la fusion ignée, après avoir perdu son eau de cristallisation. L'auteur y a trouvé :

$$S(MnK)O^4 + 2\ aq.$$

M. Mitscherlich a décrit un semblable sel avec 3 éq. d'eau et isomorphe avec le sulfate de magnésie et de potasse.

Le mémoire de M. Pierre renferme aussi quelques indications sur le *nitrate de zinc*. Ce sel renferme :

$$NZnO^6 + 3\ aq.,$$

ainsi que l'avait indiqué M. Graham. Selon le chimiste anglais, le nitrate de zinc ne dégagerait à 100° que 18 p. 100 d'eau (la moitié de celle qui y est contenue), tandis que, suivant M. Pierre, il fondrait à 50° dans son eau de cristallisation, et l'abandonnerait complétement à 105°, dans un courant d'air sec continué suffisamment longtemps. Deux expériences lui ont ainsi donné 36,11 — 36,22 eau; suivant le calcul, il en faudrait 36,38.

Il est cependant singulier que le nitrate de zinc fournisse, par la fusion, un sel basique qui renferme encore les éléments de l'eau qu'on ne peut expulser sans qu'il se développe des vapeurs rouges; et M. Schindler s'accorde avec M. Graham pour admettre que l'eau qui se dégage du nitrate neutre est accompagnée d'acide nitrique. Comment concilier des faits si divergents?

M. Pierre a analysé le *chlorure de zinc et de potassium*, qu'on obtient très-facilement en mélangeant les deux sels en dissolution dans l'eau, dans le rapport de 1 éq. à 1 éq., et faisant ensuite cristalliser très-lentement. Il cristallise en petites lamelles fibreuses, anhydres, qui fondent à 200° environ. Au rouge sombre, il commence à dégager des vapeurs assez épaisses, consistant probablement en chlorure de zinc anhydre.

Si l'on représente le chlorure de zinc par $[Zn^2Cl^2]$, le sel analysé par M. Pierre devient $[(ZnK)Cl^2]$.

On obtient de même un composé défini avec le sel ammoniac et le chlorure de zinc :

$$[(ZnH)Cl^2,NH^3].$$

Il se dépose en gros cristaux qui paraissent se rapporter au prisme oblique à base rhombe. Ils sont également anhydres.

J. GOTTLIEB. — Recherches sur la graisse d'oie et sur l'acide oléique (1).

Lorsqu'on soumet la graisse d'oie à la distillation sèche, elle donne de l'acroléine ; c'est donc un *glycéride* comme les autres graisses animales.

Saponifiée par la potasse et traitée par un excès d'acide sulfurique dans un appareil distillatoire, elle donne une eau légèrement acide renfermant de petites quantités d'acides volatils, dont l'odeur est celle de l'*acide butyrique* ou *caproïque*. Le résidu, après avoir été exprimé dans du papier et cristallisé dans l'alcool, donne un acide gras fusible à 58°, et qui est un mélange d'*acide stéarique* et d'*acide margarique*. La séparation de ces deux acides est assez difficile ; cependant on y parvient en faisant cristalliser le produit dans l'alcool bouillant ; l'acide stéarique se dépose le premier, l'acide margarique reste dans les eaux mères. M. Gottlieb en a fait l'analyse. Il a également observé une particularité intéressante dans le mélange de ces deux acides ; c'est qu'il fond souvent au-dessous de 60°, c'est-à-dire au-dessous du point où l'acide margarique, le plus fusible, fond lui-même, comme cela se présente dans certains alliages métalliques. D'après ses observations,

Un mélange de	30	p. d'ac. stéariq. et	10	p. d'ac. margariq.	fond à	65°,5
—	25	—	10	—	—	65°
—	20	—	10	—	—	64°
—	15	—	10	—	—	61°
—	10	—	10	—	—	58°
—	10	—	15	—	—	57°
—	10	—	20	—	—	56°,5
—	10	—	25	—	—	56°
—	10	—	30	—	—	56°

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 33.

Acide oléique. — L'altération que ce corps éprouve au contact de l'air, est cause des divergences que présentent les indications des chimistes sur ce composé. M. Gottlieb a cherché à éviter cette influence, en opérant à une basse température, dans le vide ou dans une atmosphère d'acide carbonique.

Pour se procurer l'acide oléique à l'état de pureté, on se sert de l'acide oléique brut qui a été privé des acides gras concrets au moyen de l'oxyde de plomb et de l'éther. Cet acide brut, extrait de l'huile d'amandes, de l'huile d'olives, de la graisse d'oie ou du beurre, renferme, outre l'acide oléique, les produits de l'oxydation de cet acide, ainsi qu'une matière colorante brune. Voici comment on le purifie :

On mélange l'acide avec un grand excès d'ammoniaque, afin d'éviter la formation d'un sel acide, et l'on précipite par le chlorure de baryum. Il se précipite alors de l'oléate de baryte, qui possède les propriétés indiquées par M. Varrentrapp. On dessèche ce sel, et on le fait bouillir avec de l'alcool de force moyenne. Le sel se fond alors en un liquide transparent et visqueux ; il s'en dissout une certaine quantité qui se précipite, par le refroidissement du liquide filtré, en petites paillettes cristallines. On renouvelle ce traitement, et on fait cristalliser encore une ou deux fois le sel dans l'alcool. Il s'obtient alors sous la forme d'une poudre blanche, légère, cristalline, qui ne fond pas à 100°. L'alcool retient les impuretés qui rendent si fusible l'oléate de baryte brut.

Pour extraire l'acide oléique du sel ainsi purifié, on le décompose par l'acide tartrique, et on lave le produit à l'eau.

Voici encore un autre procédé pour obtenir l'acide oléique à l'état de pureté. Si l'on expose l'acide brut à un froid de — 6 ou 7°, il se prend en une masse cristalline plus ou moins consistante. Il n'y a que l'acide oléique pur qui se concrète ainsi, les parties qui sont déjà oxydées restent fluides. On exprime la masse dans du papier, on la lave avec un peu d'alcool et on la soumet de nouveau au froid, de manière que l'acide s'obtient alors en belles aiguilles parfaitement blanches; on l'exprime encore une fois, et on répète ces opérations jusqu'à ce que l'acide pur, desséché dans un courant d'acide carbonique, fonde à + 14°.

Cette dernière préparation ne réussit qu'avec un acide qui n'est pas déjà trop oxydé.

Obtenu d'une manière ou de l'autre, l'acide oléique pur constitue au-dessus de 14°, un liquide incolore et limpide, de consistance huileuse, sans odeur ni saveur, ne rougissant pas le tournesol, même en dissolution alcoolique. A environ + 4°, il se concrète en formant une masse cristalline très-dure; on ne peut pas le distiller sans altération. A l'état solide, il n'attire pas l'oxygène, mais l'acide liquide s'oxyde promptement.

Quatre analyses très-concordantes, faites sur des produits provenant de l'huile d'olive et de la graisse d'oie, ont donné les rapports (1) :

$$[C^{18}H^{34}O^{2}].$$

Il n'est guère possible d'obtenir l'*oléate d'argent*, ce sel se réduisant presque aussitôt.

M. Gottlieb s'est borné à l'analyse de l'*oléate de plomb* et de l'*oléate de baryte*. Il y a trouvé

$$[C^{18}(H^{33}Pb)O^{2}] \text{ et } [C^{18}(H^{33}Ba)O^{2}].$$

Pour préparer le sel de plomb, on dissout l'acide oléique pur dans l'alcool absolu et l'on y ajoute un excès de carbonate de soude sec, en chauffant doucement; la couche de vapeur d'alcool qui se trouve dans le ballon, empêche l'accès de l'air. On chauffe à l'ébullition, jusqu'à ce que le liquide ait pris une réaction franchement alcaline. On filtre rapidement, on étend d'un peu d'eau et on laisse refroidir, après avoir couvert le liquide. On précipite la solution refroidie par de l'acétate de plomb neutre, on filtre rapidement et on lave le précipité blanc dans un endroit frais. L'oléate de plomb séché dans le vide, est une poudre blanche et légère, qui fond à 80° en un liquide jaune.

Nous avons déjà indiqué plus haut la préparation de l'oléate de baryte pur.

M. Gottlieb a aussi fait quelques expériences sur les produits de l'altération de l'acide oléique au contact de l'oxygène. Ces

(1) Ces rapports sont précisément ceux que j'ai proposés moi-même pour l'acide oléique, en me fondant sur le dédoublement qu'il éprouve par la potasse en fusion (*Précis*, II, p. 343). C. G.



produits ne présentent rien de net; à la température ordinaire l'acide oléique peut absorber rapidement jusqu'à vingt fois son volume d'oxygène, sans qu'il se dégage une trace d'acide carbonique ni d'eau; quand on le maintient pendant quelques heures à 100° au contact de l'air, il devient rancide et ne se concrète plus entièrement par le froid. Nous ne donnerons pas les résultats analytiques de l'auteur, ils ne se rapportent qu'à des mélanges qui ne présentent pas une composition définie.

Formation de l'acide élaïdique. – Les analyses de M. Gottlieb confirment les résultats déjà obtenus par M. Meyer, lesquels se confondent eux-mêmes avec ceux que M. Laurent a publiés en dernier lieu. L'auteur paraît n'avoir pas connu les analyses de ce dernier chimiste (1), car il n'en dit pas un mot, bien que la formule de M. Gottlieb est précisément celle que le chimiste français avait déduite de ses propres analyses. Dans notre notation cette formule correspond à :

$$[C^{18}H^{34}O^{2}].$$

M. Gottlieb a aussi analysé le sel d'argent $[C^{18}(H^{33}Ag)O^{2}]$. Ces formules se confondent donc avec celles des oléates et prouvent donc que ces sels sont isomères avec les élaïdates. Je suis bien aise de voir ainsi se confirmer un fait que j'ai reconnu déjà, il y a un an, en me fondant sur les réactions de ces sels.

Lorsqu'on traite l'acide oléique pur par de l'acide nitreux, il se concrète bientôt en une masse blanche et cristalline, sans qu'il se forme la moindre trace du corps rouge que M. Meyer avait vu se former en même temps, en opérant sur de l'acide oléique impur ; presque tout se solidifie alors.

L'acide oléique et l'acide élaïdique se ressemblent beaucoup à l'état concret; mais tandis que l'acide oléique ne cristallise dans l'alcool, en aiguilles, que par le froid, l'acide élaïdique s'en sépare sous forme de gros feuillets. L'acide oléique ne rougit pas le tournesol bleu, tandis que l'acide élaïdique présente une réaction fort acide. Leurs différents points de fusion permettent aussi

(1) *Revue scientifique*, XIV, p. 569.

de les distinguer ; enfin la préparation des élaïdates neutres réussit aisément, mais présente des difficultés avec l'acide oléique.

L'acide élaïdique s'oxyde aussi à l'état liquide, au contact de l'air ; toutefois cette oxydation est loin d'être aussi prompte que dans l'acide oléique ; il est donc convenable de préserver l'acide élaïdique du contact de l'air, quand on a besoin de l'échauffer au-dessus de 45°.

Le passage de l'acide oléique à l'état d'acide élaïdique, sans changement de composition ni de poids atomique, est un fait trop isolé pour qu'il soit possible pour le moment d'en donner une explication satisfaisante ; il est probable d'ailleurs qu'elle est la conséquence d'une action chimique, exercée par l'acide nitreux sur une très-petite quantité de matière organique, dont l'ébranlement moléculaire est communiqué à l'acide oléique restant. Du moins M. Gottlieb a remarqué, comme l'avaient indiqué MM. Pelouze et Boudet, la présence d'une certaine quantité d'ammoniaque dans le produit de la réaction, en même temps que celle d'une très-petite quantité d'un corps huileux et indifférent, formé sans doute aux dépens de l'acide nitreux et de l'acide oléique.

L'auteur n'a pas réussi à déterminer la solidification de l'acide oléique en employant des corps autres que l'acide nitreux, par exemple le gluten putréfié, l'acide chromique, etc.

La suite de son Mémoire renferme plusieurs autres observations sur l'acide oléique et l'acide élaïdique.

Lorsqu'on maintient ce dernier pendant longtemps à la température de 65°, il absorbe beaucoup d'oxygène et acquiert une odeur rancide, fort désagréable ; il se liquéfie alors et ne peut plus être concrété par l'acide nitreux.

On avait indiqué que l'acide margarique dissous dans l'acide oléique se transformait aussi en acide élaïdique au contact de l'acide nitreux. Le fait n'est pas exact suivant M. Gottlieb.

Distillation sèche de l'acide oléique. — Quand on distille l'acide élaïdique, il passe en grande partie sans altération ; son isomère, l'acide oléique, se comporte tout autrement.

Quand on distille l'acide oléique ou des graisses contenant de l'oléine, il passe, outre les produits que les chimistes connaissent, des quantités assez notables d'*acide caprique* et d'*acide capry-*

lique qui restent en dissolution dans des hydrocarbures liquides. Pour en extraire ces acides, on agite le produit huileux avec une solution assez étendue de carbonate de soude, de manière à les fixer, ainsi que l'acide sébacique, l'acide oléique non décomposé et des traces d'acide acétique. On évapore rapidement la solution saline, afin de la dépouiller autant que possible des hydrocarbures; quand elle est assez concentrée, on la distille dans une cornue avec de l'acide tartrique; les acides gras volatils passent alors, on les combine avec la baryte, et l'on opère d'après les prescriptions de M. Lerch.

M. Gottlieb a analysé le caprate de baryte ainsi obtenu,

$$[C^{10}(H^{19}Ba)O^{2}]$$

ainsi que le sel de chaux.

Les eaux mères lui ont donné du caprylate de baryte,

$$[C^{8}(H^{15}Ba)O^{2}]$$

qui a été analysé, de même que le sel d'argent.

Outre les sels précédents, les dernières eaux mères donnent de petites quantités d'autres sels, parmi lesquels l'auteur soupçonne la présence du *valérate* et du *butyrate*, à en juger par l'odeur.

L'acide oléique pur donne beaucoup d'acide sébacique à la distillation sèche, ainsi que de l'acide caprique et de l'acide caprylique, surtout ce dernier. Mais à mesure que l'acide oléique s'altère à l'air, il perd la propriété de donner ces produits; aussi M. Bromeis n'avait point obtenu d'acide sébacique par la distillation de l'acide oléique du beurre. Il résulte toutefois des expériences de M. Gottlieb, que cet acide est identique avec celui de la graisse d'oie et de l'huile d'olive, et que ce n'est qu'après s'être considérablement altéré au contact de l'air qu'il présente les caractères différents signalés par M. Bromeis.

LIEBIG, BERZÉLIUS. — Radicaux et autres corps hypothétiques.

Le nombre des corps inconnus et purement hypothétiques à l'aide desquels M. Liebig cherche à étayer ses théories, est si considérable, que le lecteur nous saura gré d'en trouver ici un

petit aperçu. Je dois le prévenir cependant que cet aperçu est très-incomplet, et ne comprend que les substances qui figurent dans le traité de ce chimiste ; il faudrait donc en doubler ou tripler le nombre, pour avoir le chiffre exact des êtres hypothétiques, ayant cours dans la science, comme s'ils existaient en réalité.

N^2H^4. . . . . Radical amidogène.
N^2H^8. . . . . . — ammonium.
C^6N^6Fe. . . . . — ferrocyanogène.
$C^{12}N^{12}Fe^2$. . . — ferricyanogène.
C^4N^4Pt. . . . . — platinocyanogène.
$C^{12}N^{12}Co^2$. . . . — cobaltocyanogène.
$C^{12}N^{12}Cr^2$. . . . — chromocyanogène.
C^6N^8. . . . . . — mellon.
$C^3N^4O^4$. . . . . — uryle.
$C^{14}H^{10}O^2$. . . . — benzoïle.
$C^{18}H^{14}O^2$. . . . — cinnamyle.
$C^{14}H^{10}O^4$. . . . — salicyle.
C^4H^{10}. . . . . . — éthyle.
C^4H^6. . . . . . — acétyle.
C^6H^{10}. . . . . . — mésityle.
C^6H^6. . . . . . — ptéléyle.
C^2H^6. . . . . . — méthyle.
C^2H^2. . . . . . — formyle.
$C^{32}H^{66}$. . . . . — cétyle.
$C^{10}H^{22}$. . . . . . — amyle.
C^6H^{14}. . . . . . — glycéryle.
$C^{20}H^{22}O^2$. . . . — cumyle.
$C^{34}H^{66}$. . . . . — margaryle.
C^2O^3. . . . . . Acide oxalique anhydre.
C^7O^7. . . . . . — rhodizonique —
C^4O^3. . . . . . — mellitique —
C^2N^2O. . . . . — cyanique —
$C^4N^4O^2$. . . . . — fulminique —
$C^2N^2Cl^2$. . . . Chlorure de cyanog. dans l'acide chlorocyanhydrique.
$C^6N^6O^3$. . . . . Acide cyanuriq. anhydre.
$C^2N^2S^2$. . . . . Sulfure de cyanogène.
$C^8N^2H^2O^4$. . . . Acide alloxaniq. anhydre.
C^3O^4. . . . . . — mésoxaliq. —
$C^6N^4O^4$. . . . . — parabaniq. —
$C^6N^4H^6O^7$. . . . — oxalur. —
$C^8N^4H^{10}O^6,2SO^3$. — thionuriq. —
$C^{16}N^{10}H^{12}O^{11}$. . Murexide anhydre.
$C^{14}H^{10}O^3$. . . . Acide benzoïq. anhydre.
$C^{18}H^{16}N^2O^5$. . . — hippuriq. —
$C^{14}H^8O^3,S^2O^5$. . — hyposulfobenzoïq. anhydre.
$C^{14}H^8O^3$. . . . Oxyde contenu dans le corps précédent.
$C^{28}H^{18}Br^2O^6$. . . Acide bromobenzoïq. anhydre.
$C^{12}H^{10}+S^2O^5$. . — hyposulfobenzidiq. anhydre.
$C^{12}H^{10}$. . . . . Hydrog. carboné contenu dans l'ac. précédent.
$C^{28}H^{22}O^5$. . . . Acide benzilique anhydre.
$C^{18}H^{14}O^3$. . . . — cinnamiq. —
$C^{14}H^{10}O^5$. . . . — salicyliq. —
$C^{14}H^{10}O^3$. . . . — salicyleux —
$C^4H^{10}O+2SO^3$. — sulfoviniq. —
$C^4H^{10}O+P^2O^5$. — phosphoviniq —
$C^4H^{10}O+2CO^2$.. — carboviniq. —
$C^4H^{10}O+C^2O^3$.. — oxaloviniq. —
$C^4H^{10}O+2CS^2$.. Bisulfocarbonate d'oxyde d'éthyle.
$C^2Cl^2O^3$. . . . . Acide chloroxycarb. dans l'éther de ce nom.
$C^4H^{10}O^2$. . . . . Oxyde contenu dans l'acide isethion.
$CH^6S^2O^7$. . . . Acide contenu dans les méthionates.
C^4H^6O. . . . . Oxyde d'acétyle.
$C^4H^6O^2$. . . . . Acide acéteux anhydre.
$C^4H^6O^3$. . . . . — acétiq. —
C^4Cl^6O. . . . . Chloral anhydre.
$C^4Cl^6O^3$. . . . . Acide chloracét. anhydre.
$C^{14}H^2O^{11}$. . . . — méconiq. —
$C^{12}H^4O^8$. . . . — coméniq. —
$C^{10}H^6O^3$. . . . — pyromécon. —
$C^{18}H^{10}O^9$. . . . — tannique —
$C^7H^2O^3$. . . . . — gallique —
$C^{12}H^6O^6$. . . . . — métagalliq. —
$C^{12}H^{10}O^{11}$. . . . — citrique —
$C^4H^2O^3$. . . . . — aconitiq. —
$C^{16}H^{12}O^{15}$. . . . — tartraliq. —
$C^{16}H^{16}O^{20}$. . . . — tartréliq. —
$C^5H^6O^3$. . . . . — pyrotartriq. —
$C^8H^8O^8$. . . . . — malique —
$C^4H^2O^3$. . . . . — fumarique —
$C^4H^2O^2$. . . . . Radical fumaryle dans la fumaramide.
$C^7H^8O^4$. . . . . Acide quinique anhydre.
$C^8H^{14}O^3$. . . . . — butyrique —
$C^{12}H^{22}O^3$. . . . — caproïque —
$C^{12}H^{18}O^3$. . . . — caprique —
$C^{18}H^{18}O^7$. . . . — vératrique —
$C^{20}H^{34}O^3$. . . . — campholiq. —
$C^{10}H^{18}O^3$. . . . — valérique —
$C^{10}H^{10}Cl^8O^3$. . . — chlorovaléros. —
$C^{10}H^{12}Cl^6O^3$. . . — chlorovaléris. —
$C^{16}H^{12}O^5$. . . . — anisique —

$C^{16}H^{10}N^2O^8$. . . — nitranisique —
$C^{20}H^{22}O^3$. . . . — cuminique —
$C^{40}H^{48}O^{10}$. . . . — eugénique —
$C^{27}H^{52}O^3$. . . . — cocostéariq. —
$C^{28}H^{54}O^3$. . . . — myristiq. —
$C^{32}H^{62}O^3$. . . . — palmitiq. —
$C^{68}H^{132}O^5$. . . — stéarique ou hypomargarylique anhydre.
$C^{34}H^{66}O^3$. . . . — margariq. anhydre.
$C^8H^{12}O^3$. . . . — subérique —
$C^4H^4O^2$. . . . . Radical ou oxyde contenu dans la succinamide.
$C^8H^6O^4$. . . . . *Id.* dans la bisuccinamide.
$C^{10}H^{16}O^3$. . . . Acide sébacique anhydre.
$C^7H^{10}O^3$. . . . . — pimélique —
$C^{14}H^{10}O^7$. . . . — adipique —
C^4Br^6O. . . . . Bromal anhydre.
C^2N^2Cl. . . . . Chlorure de cyanogène contenu dans la chlorocyanamide.
C^6H^6O. . . . . Oxyde de ptéléyle.
$C^{12}H^{18}O^9$. . . . Sucre anhydre dans les combinaisons.
$C^2H^2O^3$. . . . . Acide formique anhydre.
$C^2H^6O+2SO^3$.. Bisulfate d'oxyde de méthyle anhydre.
$C^2H^6O+2CS^2$.. Bisulfocarbonate d'oxyde de méthyle.
C^2H^2O. . . . . Oxyde de formyle.
$C^{32}H^{66}O+2SO^3$. Bisulfate d'oxyde d'amyle.
$C^{10}H^{18}O^3$. . . . Acide valér. anhydre.
$C^6H^{14}O^5$. . . . Oxyde de glycéryle.
$C^6H^{14}O^5+2SO^3$. Bisulfate d'oxyde de glycéryle anhydre.

Total CENT ONZE corps hypothétiques, et ce nombre est encore bien au-dessous de la vérité.

Mais rien n'approche de la fécondité de M. Berzélius, dans la création des radicaux et autres combinaisons hypothétiques de tout genre. Sous ce rapport son génie créateur est inépuisable.

Mon intelligence se refuse à suivre l'illustre Suédois dans ses théories sur la constitution du *nitrite d'oxyde d'icodécatessèryle*, de l'*hypochlorite sus-porrindéneux*, des *acides porranhydrique*, *phaïanhydrique*, *xuthanhydrique*, *leucanhydrique*; sur les avantages qu'il y aurait à remplacer par le nom de *cripine* celui de picryle, donné à tort par M. Laurent à un dérivé de l'essence d'amandes amères; sur les nouveaux radicaux *ésyle*, *décatétryle*, *ényle*, *rhodanogène*, *décahexyle*, etc.

Voilà cependant la chimie qu'on enseigne à Giessen et à Stockholm, voilà la *profondeur* (deutsche Gründlichkeit) qu'on aime à opposer à notre *légèreté* française!

M. Laurent n'avait-il pas raison quand, l'autre jour, il soutenait à l'Académie, que le but de la chimie d'aujourd'hui était d'enseigner l'histoire des corps qui n'existent pas?

Si l'on faisait le compte exact des corps hypothétiques qui figurent dans les ouvrages de M. Berzélius et de M. Liebig, ou qui sont inventés par leurs élèves, et passent dans la science comme des corps réels, on trouverait (tout le monde peut vérifier le fait) *bien plus* de substances inconnues et de pure supposition, que nous n'avons aujourd'hui de corps réellement existants et convenablement étudiés. Il faut se rappeler qu'on a inventé

presque pour chaque corps, un radical particulier, et pour ce radical des oxydes, des chlorures, etc.

N'est-ce pas là un vrai chaos? et sommes-nous donc si coupables, M. Laurent et moi, quand nous faisons la guerre à cette manière de traiter la science, et que nous cherchons à remplacer l'arbitraire par des règles et des lois?

Nos règles peuvent être erronées, nos lois peuvent être fausses, mais qu'on le prouve au moins par l'expérience, c'est ce que nous demandons. En attendant nous les maintenons, ne dussent-elles avoir d'autre effet que d'expulser de la science cette armée de corps hypothétiques, pour la création desquels M. Berzélius et M. Liebig n'appliquent pas même l'ombre d'un principe.

BALMAIN. — Préparation du phosphure d'azote.

M. Balmain (1) a indiqué la méthode suivante qui donne facilement du phosphure d'azote. On chauffe légèrement dans un ballon du chloramidure de mercure et l'on y ajoute du phosphore par petites portions, tant qu'une réaction s'effectue. On agite de temps en temps, et à la fin on chauffe de manière à porter au rouge le fond du ballon. Le sel ammoniac, l'excès de phosphore et le mercure se volatilisent, et le phosphure d'azote reste dans le ballon.

VOELKEL. — Produits de la distillation sèche des sulfocyanures.

M. Voelkel a publié (2), il y a quelque temps déjà, une série de mémoires sur la distillation sèche du sulfocyanhydrate d'ammoniaque et des corps congénères.

On a porté sur ce travail des jugements bien opposés. M. Liebig l'appelle un travail *misérable* (je traduis littéralement l'expression du chimiste de Giessen); M. Berzélius adresse à

(1) *Philos. Magas.*, t. XXIV, p. 192, et *Rapport annuel de M. Berzélius*, 1845, édit. franç., p. 40.

(2) *Annal. de Poggend*, t. LXI, p. 149 et 353; t. LXII, 90.



l'auteur des remercîments, au nom de la science, pour les éclaircissements importants qu'il a fournis (1).

On comprend l'intérêt tout particulier qu'avait M. Liebig à déclarer sans valeur un travail dont les résultats détruisaient la base de sa théorie, et l'on se rangerait donc volontiers de l'opinion de M. Berzélius, si ce célèbre chimiste, en faisant un si pompeux éloge, n'avait eu d'autre intention que de rendre justice au mérite. Mais M. Berzélius avait eu une arrière-pensée, qu'il me permette de le lui dire. Après avoir proclamé la haute portée des expériences de M. Voelkel, il mentionne une petite note que j'ai adressée, il y a deux ans, à l'Académie des sciences, et qui avait eu pour but de mettre un peu d'ordre dans l'histoire des combinaisons melloniques; mais cette note étant écrite dans un sens contraire aux idées dualistiques, M. Berzélius se borne à en faire mention, et comme on le pense bien, d'une manière très-défavorable, sans en discuter un seul point.

---

(1) Quoique professant au fond les mêmes doctrines, MM. Berzélius et Liebig ne sont pas toujours d'accord. En voici une autre preuve :

M. Berzélius s'exprime de la manière suivante dans son dernier rapport annuel : « M. Liebig a publié un mémoire intitulé : *Berzélius et la théorie des probabilités*, en réponse aux doutes que j'avais exprimés, dans mes rapports précédents, sur l'exactitude des théories qui l'ont guidé dans l'appréciation d'un grand nombre de phénomènes de la vie animale. Le but de cet écrit n'est point d'éclaircir mes doutes; il n'a point eu en vue de constater l'exactitude de ses opinions par de nouvelles preuves; mais uniquement de faire paraître mes objections comme un outrage et de chercher une vengeance, à cause de la divergence d'opinions qui existe entre nous. Il mentionne à peine les hypothèses que j'ai cru, sans porter préjudice à qui que soit, pouvoir appeler théories de probabilités, pour les distinguer des théories qui reposent sur des bases bien établies; et, au lieu de cela, il passe en revue une partie de mes travaux de chimie animale, et quelques-unes de mes opinions sur d'autres sujets. Cette manière d'agir est certainement blâmable, même si ces travaux méritaient d'être placés sous le jour sous lequel M. Liebig les a exposés; mais il a perdu de vue que, quelque imparfaits qu'aient été mes efforts, ses théories douteuses n'en acquièrent nullement une base plus solide, et peut-être que quelque lecteur, en lisant cette brochure, sera porté à croire que les théories de M. Liebig ont été avancées sans plus de réflexion qu'il n'en a fait preuve dans la manière dont cette réponse est conçue. » *Rapport annuel pour* 1845, p. 504. (Paris, 1846. Victor Masson.)

Ma note avait été le résultat de l'examen comparatif des expériences de M. Liebig, et si à cette époque j'avais eu sous les yeux les expériences de M. Voelkel, j'en aurais tenu également compte; mais elles ne m'étaient connues que par quelques extraits incomplets, de manière que je devais préférer l'opinion de M. Liebig, quant à l'existence du mellon contestée par M. Voelkel.

Si je me suis trompé en croyant, d'après M. Liebig, à l'existence du mellon comme composé C^6N^8, j'ai partagé l'erreur de tous les chimistes, et cela ne saurait justifier les inconcevables attaques dont ma note a été l'objet de la part de M. Voelkel. Et cependant ces attaques ont été accueillies avec empressement par M. Berzélius qui y a complétement applaudi.

On le voit donc, en faisant l'éloge du travail de M. Voelkel, M. Berzélius n'est pas non plus désintéressé.

Dans mon opinion, ce travail ne mérite ni autant d'éloges ni autant de blâme; il s'y trouve des faits parfaitement exacts, à côté d'autres qui sont trop confus pour être vrais. Nous allons examiner les uns et les autres.

M. Voelkel commence par décrire les produits de l'action de la chaleur sur l'*acide persulfocyanhydrique* $C^2H^2N^2S^3$, à différentes températures. Les produits volatils qui s'échappent, dans ces circonstances, sont l'acide sulfocyanhydrique, le sulfure de carbone, l'hydrogène sulfuré, le soufre et l'ammoniaque; ils ne se produisent pas simultanément, et l'ammoniaque surtout n'apparaît que dans les derniers moments.

Suivant la température à laquelle on arrête l'action, on obtient pour résidu des combinaisons sulfurées que M. Voelkel considère comme autant de sulfures de radicaux inconnus auxquels il prodigue les noms les plus bizarres; il en invente ainsi une demi-douzaine, le xuthène, le mélène, le xanthène, etc. Tous ces prétendus sulfures sont des poudres brunes ou jaunes, sans aucune forme définie. M. Voelkel en établit les formules de la manière la plus arbitraire, et ne prend pas même la peine de doser l'azote contenu dans tous ces corps.

Cette partie du travail de M. Voelkel est vraiment inextricable; il aurait mieux fait sans doute de se borner à l'examen

d'un seul de ces corps et de donner sur lui des renseignements précis.

Les mêmes produits sulfurés se produisent, selon l'auteur, dans l'action de la chaleur sur le *sulfocyanhydrate d'ammoniaque*. Quand tout le soufre est passé à la distillation, il reste enfin un corps exempt de soufre, que M. Voelkel appelle *poliène*, et qui se compose en plus grande partie du mélam de M. Liebig. Il y a trouvé les rapports

$$C^3H^4N^4,$$

c'est-à-dire les mêmes que dans la mélamine. Ce poliène est parfaitement blanc à l'état de pureté ; il se comporte avec les acides comme un alcaloïde faible ; ainsi, par exemple il absorbe le gaz hydrochlorique dans le rapport de

$$[C^3H^4N^6,HCl].$$

Soumis à l'action de la chaleur, il dégage de l'ammoniaque et se convertit en un corps jaune, le *glaucène*, qui n'est autre chose que le mellon de M. Liebig.

Suivant M. Voelkel, le mélam du chimiste de Giessen est un mélange de poliène et de ce mellon. N'avais-je donc pas raison en affirmant, il y a deux ans, que le mélam de M. Liebig était un simple mélange et ne pouvait pas avoir la formule que lui assignait ce chimiste ?

Mais le fait le plus saillant du travail de M. Voelkel, c'est la composition du glaucène ou mellon.

M. Voelkel n'est jamais parvenu à l'avoir exempt d'hydrogène, il y en a toujours trouvé au moins un et un demi pour 100. Nous avons confirmé ce fait, M. Laurent et moi, en analysant le mellon parfaitement pur préparé par d'autres procédés ; nos recherches ont été communiquées à l'Académie dans la séance du 16 mars. J'en rendrai compte plus tard.

Selon M. Voelkel, M. Liebig s'est également trompé en affirmant que le résidu de l'action de la chaleur sur l'acide persulfocyanhydrique, donnait du mellonure au contact de la potasse. Sous ce rapport encore, les expériences que nous venons de faire, s'accordent avec celles de M. Voelkel.

A part les faits qui concernent les corps sulfurés, dont l'existence comme corps définis me paraît loin d'être établie par les

expériences de M. Voelkel, j'admets ses résultats, à l'exception cependant aussi de la composition de l'ammélide, que M. Liebig a mal donnée, que M. Voelkel n'a pas saisie non plus, et que j'ai corrigée il y a longtemps, bien que ma chimie soit « de ce genre léger qui se fait sur la table à écrire. » On conviendra toutefois qu'il vaut toujours mieux trouver la vérité par ce procédé là, que de se tromper en faisant des expériences inutiles dans le genre profond, comme celui qui consiste à découvrir un nouveau corps avec l'urée, quand ce nouveau corps est déjà connu sous le nom d'ammélide, ou un nouvel éther cyanique, quand cet éther figure dans tous les traités sous le nom d'uréthane.

SVANBERG et NORLIN. — **Poids atomique du fer.**

MM. Svanberg et Norlin ont fait deux séries d'expériences pour déterminer le poids atomique du fer : la première consistait à oxyder un poids donné de fer par l'acide nitrique, la seconde à réduire de l'oxyde de fer par le gaz hydrogène.

Pour faire les expériences de la première série, ils ont employé des cordes de piano n° 12, contenant des traces inappréciables de carbone et de silicium. Ils les ont dissoutes dans un ballon taré, puis ils ont évaporé la solution à siccité, et calciné au rouge jusqu'à ce que le poids du résidu restât constant.

Voici les résultats des expériences de la première série :

1,5257 gr.	de fer ont donné	2,1803 gr.	d'oxyde =	349,610	poids at.
2,4051	—	3,4390	—	348,936	
2,3212	—	3,3194	—	348,802	
2,32175	—	3,3183	—	349,468	
2,2772	—	3,2550	—	349,335	
2,4781	—	3,5418	—	349,502	
2,3582	—	3,3720	—	348,915	

M. Berzélius a trouvé de son côté, en appliquant la même méthode à du fer parfaitement pur :

1,586 gr.	de fer ont donné	2,265 gr.	d'oxyde =	350,369
1,4133	—	2,0185	—	350,270

Voici la seconde série des expériences de MM. Svanberg et Norlin, faites en réduisant l'oxyde de fer par le gaz hydrogène :

2,98353 gr. d'oxyde de fer ont donné		2,08915 gr. de fer	=	350,379	poids at.
2,41515	—	—	1,6910	—	350,2755
2,99175	—	—	2,09455	—	350,185
3,5783	—	—	2,5059	—	350,523
4,1922	—	—	2,9375	—	351,1835
3,1015	—	—	2,17275	—	350,916
2,6886	—	—	1,88305	—	350,644

La moyenne de ces résultats est bien le nombre 350 (175 dans ma notation) déjà obtenu par MM. Erdmann et Marchand. Les anciennes tables de M. Berzélius donnaient 339, 2.

L'équivalent du fer est donc exactement 28 fois celui de l'hydrogène.

BERZÉLIUS. — Poids atomique de l'or.

J'ai annoncé, dans les Comptes rendus de l'année dernière (p. 262) que M. Berzélius avait abaissé le poids atomique de l'or de 2486,0 à 2458,33.

Voici les données sur lesquelles le chimiste suédois base cette réduction (1) :

4,1445 gr. de chloraurate de K ont donné		0,8185 chlorure de K	et	2,159	or.
2,2495	—	—	0,44425	—	1,172 —
5,1300	—	—	1,01375	—	2,67225 —
3,4130	—	—	0,6740	—	1,77725 —
4,1975	—	—	0,82695	—	2,1880 —

Le chloraurate de potassium avait été réduit par le gaz hydrogène. Je pense que le calcul a été effectué avec les poids 443,28 pour le chlore, et 488,857 pour le potassium, d'après la formule

$$[Au^2Cl^6, Cl^2K].$$

M. Berzélius ayant admis (2) un poids atomique trop faible pour le chlorure de K (932,137 au lieu de 937,5), il en résulte que le chloraurate de potassium a été supposé contenir plus d'or qu'il n'en renferme en réalité; par conséquent le poids atomique de l'or est devenu aussi trop fort.

Si l'on calcule les résultats de M. Berzélius avec les nombres

(1) *Rapport annuel pour* 1845, édit. franç., p. 25.

(2) Voir mes observations sur les équivalents de M. Marignac.

487,5 et 450 (les multiples 39 et 36), le poids atomique de l'or devra s'abaisser jusqu'à 2450 (Au^2, c'est-à-dire 196 fois celui de l'hydrogène).

Voici comment serait, dans cette hypothèse, la composition du chlorаurate de potassium. Les deux premières expériences de M. Berzélius auraient dû donner :

pour 4,1445 gr. de sel	0,820 chlorure K	et 2,143 or.
2,2495 —	0,445 —	— 1,164 —

Je ne pense pas qu'on puisse arriver à une coïncidence plus grande dans des expériences où l'on est obligé de faire intervenir un lavage, et il me paraît bien démontré que l'équivalent de l'or est 2450 et non pas 2458, ainsi que le suppose M. Berzélius.

C. LOEWIG ET KOELLIKER. — **Existence de la cellulose dans toute une classe d'animaux invertébrés.**

L'existence d'une substance ternaire, voisine de la cellulose, ayant été signalée l'année dernière par M. Schmidt (1) chez la *Phallusia mamillaris* et la *Frustulia salina* Ehr., MM. Lœwig et Kœlliker (2) ont entrepris des recherches chimiques et microscopiques, dans le but de vérifier ce fait. Leurs résultats concluent à l'affirmative. Chez les Tuniciens en effet, une grande partie du corps est composée d'une substance non azotée, identique avec la cellulose des plantes. Ils n'en ont pas trouvé dans d'autres animaux inférieurs, par exemple dans les polypes, dans les médusaires et dans certains mollusques.

LAURENT ET DELBOS. — **Sur l'acide phénique nitro-bichloré.**

Ce composé s'obtient en traitant d'abord par le chlore, puis par l'acide nitrique, l'huile de houille distillée.

Il est jaune, assez soluble dans l'alcool bouillant, et cristallise en très-beaux prismes qui appartiennent au même système que l'acide phénique bromo-nitré. L'inclinaison de la base sur

(1) *Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1845, p. 316.
(2) *Comptes rendus de l'Académie*, t. XXII, p. 38.



les pans du prisme est la même dans les deux acides, mais les angles des pans sont très-différents.

Sa composition se représente par

$$[C^6(H^3Cl^2X)O],$$

X étant égal à NO^4. La formation de cet acide est aisée à concevoir, d'après les indications que nous devons à M. Laurent sur la série phénique.

Le *sel de potasse* cristallise en lamelles très-éclatantes qui donnent, par réflexion, deux couleurs très-différentes. Dans un sens, elles sont d'une belle couleur cramoisie; dans l'autre, d'un jaune pur. La formule de ce sel est

$$[C^6(H^2KCl^2X)O].$$

Le *sel d'ammoniaque* cristallise en belles aiguilles rouge orangé.

Les autres sels ressemblent entièrement aux phénates binitrés, trinitrés et bromo-binitrés.

R. F. MARCHAND. — Respiration des grenouilles.

Le professeur Marchand, de Halle, a publié deux mémoires sur la respiration des grenouilles (1); ce travail étant plutôt du domaine de la physiologie, nous nous bornerons à en extraire les principales conclusions.

Selon ce savant, les grenouilles, soumises à une alimentation normale, absorbent une quantité d'oxygène plus grande que celle qui correspond à l'acide carbonique exhalé par elles. Si l'on considère l'excédant d'oxygène comme servant à former de l'eau, on trouve, entre l'oxygène de l'acide carbonique et l'oxygène de l'eau, un rapport qui oscille entre 100 : 30 et 100 : 18, en moyenne 100 : 25. Cette moyenne avait été aussi obtenue avec les lapins; cependant dans quelques expériences plus récentes, on a trouvé l'excédant d'oxygène plus faible.

La quantité d'acide carbonique exhalé, ainsi que celle de l'oxygène absorbé, se règle d'après la taille et d'après l'âge des animaux, ainsi que d'après le temps pendant lesquels on les fait jeûner.

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, XXXIII, p. 129 et XXXVII, p. 1.



La nuit, la respiration est plus faible que le jour, ce qui est d'accord avec les observations de Proust chez l'homme.

La température exerce aussi une influence marquée ; le froid, de même que les fortes chaleurs, affaiblit la réaction, et les animaux tombent dans une espèce de léthargie.

Si la respiration a lieu dans le gaz oxygène pur, il s'absorbe plus d'oxygène que dans l'air atmosphérique ; toutefois il se produit sensiblement la même quantité d'acide carbonique.

Dans le gaz hydrogène, les grenouilles émettent de l'acide carbonique. Avant de placer les animaux dans une semblable atmosphère, M. Marchand les maintenait d'abord dans un air très-raréfié ; il a même observé qu'ils peuvent séjourner sans inconvénient pendant quelque temps dans le vide presque parfait, et continuer ensuite de vivre, une fois replacés dans l'air.

Par un séjour prolongé dans le vide, l'acide carbonique contenu dans le sang des animaux se dégage ; la quantité de ce gaz s'élève, pour le sang d'une seule grenouille, à 16 ou 18 milligrammes environ.

L'exhalation de l'acide carbonique devient plus forte dans un espace confiné.

Enfin, dans l'état d'abstinence, les animaux absorbent progressivement moins d'oxygène, et exhalent moins d'acide carbonique ; si l'abstinence est prolongée, il arrive un moment où, à côté du carbone, il s'oxyde beaucoup d'hydrogène ; cependant cette dernière réaction diminue aussi, fait place à une combustion presque exclusive de carbone, et paraît s'établir de nouveau par une abstinence encore plus longue.

E. A. SCHARLING. — **Respiration de l'homme.**

M. Scharling, professeur à l'université de Copenhague, a continué ses recherches sur la quantité d'acide carbonique qui est exhalé par l'homme dans l'acte de la respiration (1). On sait que MM. Andral et Gavarret ont publié sur le même sujet des expériences nombreuses ; ils ont principalement déterminé la quan-

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 1.



tité d'acide carbonique qui est rejetée par le nez et la bouche. Les expériences de M. Scharling portent aussi sur l'acide carbonique évacué par la peau ; il y a d'ailleurs un accord satisfaisant entre ses résultats et ceux des expérimentateurs français.

Voici le tableau par lequel M. Scharling résume ces expériences :

	Carbone rejeté dans une heure par tout le corps.	Carbone rejeté dans une heure sans passer par le nez et la bouche.	Carbone rejeté dans une heure par le nez et la bouche.	
			Scharling	Andral et Gavarret.
	gr.	gr.	gr.	gr.
Homme adulte de 28 ans.	11,740	0,373	11,367	12,4
Jeune homme de 16 ans.	11,0	0,181	10,819	10,2
Garçon de 9 3/4 ans. . . .	6,55	0,124	6,426	5,9 (moyenne)
Jeune fille de 19 ans. . . .	8,316	0,272	8,044	7,0
— de 10 ans. . . .	6,196	0,124	6,072	6,0

Une grande partie du mémoire de l'auteur est consacrée à la réfutation de quelques observations critiques, dont son premier travail avait été l'objet de la part de M. Liebig.

GOBLEY. — Composition du jaune d'œuf.

Un travail fort étendu sur la composition chimique du jaune d'œuf a été publié par M. Gobley (1).

Les principes qu'on rencontre dans cette substance sont plus nombreux qu'on ne le pensait, et varient quant aux proportions.

L'eau s'y élève à plus de la moitié du poids ; 100 p. de jaune d'œuf ont perdu, par la dessiccation au bain marie, terme moyen, 51,48 parties.

La matière albumineuse du jaune d'œuf est différente de l'albumine, comme l'ont déjà reconnu M. Jones et MM. Dumas et Cahours. Cette *vitelline* renferme du phosphore et du soufre ; M. Gobley y a trouvé :

Carbone.	52,26
Hydrogène.	7,25
Azote.	15,06
Oxygène, soufre et phosphore. .	25,43
	100,00

(1) *Journ. de Pharm.*, nouvelle série IX. p. 5, 81 et 161.

Ces nombres s'accordent avec ceux déjà obtenus par MM. Dumas et Cahours.

La *matière grasse* du jaune d'œuf est formée d'un corps gras fixe ou huile d'œuf, et d'un savon à base d'ammoniaque ou matière visqueuse. L'huile d'œuf est formée de *margarine*, *d'oléine*, de *cholestérine* et de matière colorante; elle ne contient ni soufre ni phosphore comme on l'avait cru jusqu'à présent. La cholestérine du jaune d'œuf est identique, pour la composition et les propriétés, avec celle de la bile; elle paraît être en dissolution surtout à la faveur de la matière savonneuse.

Ce savon ammoniacal est comme enveloppé par une matière azotée qui ne paraît pas être la vitelline; il est formé par les acides *oléique*, *margarique* et *phosphoglycérique*. M. Gobley a fixé l'identité de ces corps par des analyses précises.

Le jaune d'œuf est neutre ou légèrement acide; en le faisant bouillir dans l'eau, on obtient un liquide acide qui le devient davantage par l'addition de l'alcool; cette propriété est due à l'*acide lactique*, à la faveur duquel, probablement, une partie des phosphates pénètre dans l'estomac du jeune animal.

Quant aux sels minéraux qu'on rencontre dans le jaune d'œuf, l'auteur cite le *chlorure de sodium*, le *chlorure de potassium*, *l'hydrochlorate d'ammoniaque*, le *sulfate de potasse*, le *phosphate de chaux* et le *phosphate de magnésie*. Il a trouvé en outre des quantités notables de cette substance indéfinie à laquelle M. Berzelius a donné le nom d'*extrait de viande*.

Enfin la *matière colorante* du jaune d'œuf est formée de deux principes: l'un rouge, contenant du *fer* et analogue à la matière colorante du sang; l'autre jaune, qui paraît être l'analogue du principe colorant de la bile.

M. Gobley termine ce résumé par un tableau qui représente la composition du jaune d'œuf, appréciée par des moyennes:

Eau	51,486
Vitelline	15,760
Margarine et oléine	21,304
Cholestérine	0,438
Acide oléique et margarique	7,226
Acide phosphoglycérique	1,200
Hydrochlorate d'ammoniaque	0,034

Chlorure de sodium et de potass., sulfate de potasse. . .	0,279
Phosphate de chaux et de magnésie.	1,022
Extrait de viande.	0,400
Ammoniaque, matière azotée, matière colorante, traces d'acide lactique, traces de fer, etc.	0,853
	100,000

Le travail de M. Gobley intéresse au plus haut degré les physiologistes, et peut leur servir de modèle dans l'application des connaissances chimiques à l'étude des substances qui entrent dans l'organisation animale.

BRACONNOT. — Analyse des limaces.

La petite limace grise qu'on rencontre fréquemment dans les jardins et dans les champs, et qui y cause souvent de si grands dégâts, a été l'objet d'un examen particulier de la part de M. Braconnot (1). Ce mollusque, comme on sait, sécrète continuellement, de toute sa surface, une matière glaireuse à l'aide de laquelle il s'attache aux corps sur lesquels il marche. Cette glaire est alcaline et contient une petite quantité de potasse ; desséchée et soumise à la calcination, elle donne une cendre blanche assez abondante, formée de carbonate de chaux, de chlorure de potassium, de sulfate de potasse, de carbonate de potasse et d'un peu de phosphate de chaux. A la distillation sèche, elle fournit du carbonate d'ammoniaque et de l'huile empyreumatique ; cette glaire est d'ailleurs une espèce de mucus particulier au mollusque.

Les limaces sont extrêmement sensibles à l'action des alcalis, et, selon M. Braconnot, elles périssent très-promptement dans une eau à laquelle on a ajouté à peine assez d'alcali pour être accusé par le tournesol rougi, par exemple, dans un litre d'eau additionnée d'une goutte d'ammoniaque ou d'une quantité correspondante de potasse. Une légère dissolution de potasse, ou plus économiquement encore, de la vieille lessive ayant servi à nettoyer le linge, fournit donc un bon moyen de tuer les limaces.

M. Braconnot signale aussi, dans ces mollusques, la présence

(1) *Annal. de Chim. et de Phys.*, t. XVI, p. 313.

d'une matière azotée particulière (*limacine*) dont il n'a pas fait l'analyse. Leur corps renferme environ 84 pour 100 d'eau, 8 pour 100 d'un mucus particulier, de petites quantités de matières animales indéterminées, et donne, par l'incinération, à peu près les mêmes sels que la matière glaireuse.

J. SCHLOSSBERGER ET ALEX. KEMP. — Détermination de l'azote dans les substances alimentaires.

Les substances alimentaires qui sont susceptibles de servir, dans l'économie animale, à la formation du sang et des tissus, sont essentiellement azotées, et la quantité d'azote qu'elles renferment, peut fournir jusqu'à un certain point, la mesure de leur qualité nutritive. C'est en se basant sur cette idée qu'on a construit une espèce d'échelle de nutrition pour les aliments tirés du règne végétal.

MM. Schlossberger et Kemp ont appliqué la même idée aux aliments du règne animal. Après les avoir séchés à 100°, ils en ont déterminé l'azote par le procédé de MM. Will et Varrentrapp. Le lait de vache a été choisi pour terme de comparaison; 0gr.,404 du résidu de ce lait, desséché au bain-marie, ont donné 0,gr.241 de chloroplatinate d'ammoniaque, c'est-à-dire 3,78 pour 100 d'azote. Ce nombre étant mis égal à 100, voici comment s'exprime la valeur nutritive des aliments tirés des deux règnes :

A. *Aliments végétaux.* — Les auteurs se basent sur les analyses de M. Boussingault, sur celles de M. Thomson et sur les leurs propres, pour dresser le tableau suivant :

Riz	81
Pommes de terre	84
Navets	106
Seigle	106
Maïs	100 à 126
Orge	125
Avoine	138
Carottes	150
Blé	119 à 144
Pain blanc	142
Pain bis	166

Pain de Glasgow (panif. artificielle)	134
Lentilles	276
Fèves	310
Haricots	283
Lentilles	239
Agaricus deliciosus	289
— russula	254
— cantarellus	201

B. *Aliments animaux.* — Le tableau suivant représente le résultat des expériences de MM. Schlossberger et Kemp.

Lait de femme	100
— de vache	237
Fromage	331—447
Jaune d'œuf	305
Foie de crabe	471
Saumon cru	776
— cuit	610
Bouillon	764
Chair de crabe	859
— de raie	859
— — bouillie	956
Huître	305
Moules crues	528
— cuites	428
Foie de bœuf	570
— de pigeon	742
Blanc de l'œuf de poule	845
Jambon cru	539
— cuit	807
Chair de hareng crue	910
— — bouillie	808
Laite de hareng	924
Chair d'égrefin crue	920
— — cuite	816
— de flet (flonder) crue	898
— — cuite	954
— de pigeon crue	756
— — cuite	827
— d'agneau crue	833
— de mouton crue	773
— — cuite	852
— de veau crue	873

Chair de veau cuite	911	
— de bœuf crue	880	
— — cuite	942	
Poumon de bœuf	931	
Fibre d'anguille purifiée	908	
— de saumon	982	
— de hareng	914	
— d'égrefin	988	
— de flet	988	
— de pigeon	755	
— d'agneau	916	
— de mouton	928	
— de veau	993	
— de bœuf	935	
— de cochon	893	
Protéine pure	1006	Calculé d'après les formules de M. Mulder.
Albumine —	966	
Fibrine —	999	
Caséine —	1003	
Gélatine —	1128	
Chlondrine —	910	

J.-W. DRAPER. — Allotropie du chlore.

Le mot *allotropie* est employé par M. Berzélius pour désigner cette différence d'état moléculaire qu'on rencontre chez certains corps simples, lorsqu'ils ont été placés dans des conditions particulières ; ainsi, par exemple, le soufre mou et le soufre cristallisé représentent deux modifications allotropiques d'un même élément. Il équivaut à peu près au mot *isomérie* employé pour les corps composés.

Selon le professeur Draper de New-York, le chlore serait capable de se présenter sous deux états allotropiques (1); il y aurait, suivant lui, un chlore actif et un chlore passif. Cette dernière modification se convertit dans l'autre par l'action de la lumière, particulièrement par le rayon bleu, de même que par une température élevée.

Les expériences de M. Draper portent sur la décomposition de l'eau sous l'influence solaire ; elles donnent pour principal résultat que le chlore, une fois exposé au soleil, conserve dans l'obscu-

(1) *Philos. Magas. and Journ. of Sc.* vol. XXVII, n° 181.

rité, jusqu'à un certain degré, la propriété de décomposer l'eau. Le gaz qui n'a pas été exposé à la lumière, ne décompose pas l'eau, plus l'insolation a été longue, plus son action décomposante est énergique. La chaleur accélère la réaction, mais elle ne la provoque pas; d'ailleurs la décomposition de l'eau chlorée ne s'établit pas tout de suite au soleil, il faut que le contact de la lumière soit prolongé pendant un certain temps.

C'est à l'absorption des rayons lumineux par les gaz qu'il faut attribuer, suivant l'auteur, l'action chimique de ces rayons sur les combinaisons gazeuses; voilà la raison pour laquelle le mélange d'oxygène et d'hydrogène ne détone pas même par l'effet d'une forte lentille, car ni l'un ni l'autre de ces gaz n'est coloré. D'après quelques expériences antérieures, c'est surtout le rayon indigo qui détermine promptement la combinaison de l'hydrogène et du chlore; le chlore l'absorbe, tandis que le gaz hydrogène laisse, comme l'air, traverser tous les rayons. En absorbant les rayons lumineux, le chlore passe donc dans la modification active, sous laquelle il est capable de s'unir directement à l'hydrogène.

POGGIALE. — Bromure de bore.

On obtient ce composé (1) en faisant arriver des vapeurs de brome pur dans un mélange d'acide borique vitrifié et de charbon chauffé au rouge, à l'aide de l'appareil employé par M. Oerstedt et par M. Dumas pour la préparation des chlorures de silicium et de bore.

C'est un gaz incolore, d'une odeur très-piquante, d'une saveur très-acide, analogue à celle de l'acide hydrochlorique; il rougit fortement le tournesol, éteint les corps en combustion et répand à l'air des vapeurs blanches; la chaleur ne le décompose pas. Comme le chlorure de bore, il a pour l'eau une grande affinité; mis en contact avec elle, il produit de l'acide borique et de l'acide hydrochlorique; cette réaction conduit à la composition

$$BBr^3,$$

analogue à celle du chlorure de bore.

Si, après avoir fait passer de l'eau dans une éprouvette pleine

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 124.

de ce gaz, on l'agite pendant quelques instants, la portion qui n'est pas absorbée, brûle avec une flamme bleue; mais si, au contraire, on l'enflamme immédiatement, sans attendre que les vapeurs blanches se déposent ou se dissolvent dans l'eau, on remarque que le gaz brûle avec une *flamme verte* nuancée de bleu. La couleur bleue est évidemment due à la présence de l'acide borique dans les vapeurs blanches. Ce caractère peut servir à distinguer les combinaisons du bore avec le chlore, le brome et le fluor, des autres gaz qui répandent des vapeurs blanches à l'air.

Le chlore pur décompose instantanément le bromure de bore, en mettant du brome en liberté.

Un volume de bromure de bore absorbe 1 1/2 volume de gaz ammoniac (1), en produisant un composé blanc, pulvérulent et d'une saveur piquante. Ce produit se dissout dans l'eau en donnant de l'hydrobromate et du borate d'ammoniaque.

J. B. BERTHEMOT.—**Examen de la fleur des fruits.**

L'enduit blanchâtre qui recouvre les fruits charnus et pulpeux, particulièrement les pommes, les raisins, les prunes, etc., est, selon M. Berthemot (2), une résine particulière, soluble dans l'éther et l'alcool, fusible à 250°, blanchâtre et pulvérulente. Elle joue un rôle important dans le développement du fruit; par ses propriétés qui la rendent inaltérable sous les différentes influences de l'atmosphère, elle lui permet d'acquérir tout son développement, en préservant du contact de l'air les sucs qu'il renferme. En effet, si on enlève, avec de l'éther par exemple, cette *fleur* du fruit, ou plutôt la substance résineuse qui l'enveloppe, il se dessèche ou se détériore dans l'espace de quelques jours, tandis qu'un fruit semblable qui n'a pas été dépouillé de sa fleur, se conserve bien plus longtemps.

(1) Cette donnée correspond à $[2BBr^3+3NH^3]$; or, en se dissolvant dans l'eau, un semblable produit donnerait des proportions d'acide borique et d'acide hydrobromique bien plus fortes qu'il n'en faudrait pour former des sels ammoniacaux. C. G.

(2) *Journ. de Pharm.*, t. IX, p. 177.

Chimie.

Recherches sur les anilides, nouvelle classe de composés organiques;

Par M. Charles Gerhardt.

(Présentées à l'Académie des sciences, le 7 avril 1845.)

Il existe en chimie un grand nombre de combinaisons qui s'obtiennent directement par l'action d'un corps composé sur un autre corps également composé. Tels sont les éthers, les amides, les corps obtenus par l'action de l'acide sulfurique ou nitrique sur les hydrogènes carbonés ou sur d'autres substances organiques, etc.

Les théories les plus disparates ont été émises sur ces combinaisons. Sans jamais les considérer dans l'ensemble, on a imaginé pour les unes la théorie de l'éthyle, pour les autres la théorie de l'amidogène, pour celles-ci telle formule rationnelle, pour celles-là telle autre, arbitraire et souvent imcompatible avec la première. Sous ce rapport, il faut le dire, les contradictions, les contre-sens se succèdent à chaque pas dans le système dualistique.

Si, au lieu de suivre l'ancienne routine en invoquant le secours des radicaux hypothétiques, si complaisants quand il s'agit d'interpréter la constitution moléculaire des corps, on précise, dans les métamorphoses, le plus et le moins entre les corps employés et les corps produits; si, de même, on établit des comparaisons entre les propriétés chimiques de ces corps, on arrive à une loi de génération qui s'applique à tous indistinctement. Cette loi peut se formuler nettement sans le secours d'aucun corps imaginaire, et permet de trouver les relations les plus simples entre les propriétés des substances génératrices et celles des produits engendrés.

En m'appuyant sur un grand nombre de faits, j'ai avancé, en 1839 (1), que dans les substitutions d'un corps simple par un

(1) *Annal. de Chim. et de Phys.*, 2e série, t. LXXII, p. 184.

corps composé, il ne s'effectuait pas un simple déplacement, mais que la réaction s'établissait toujours de telle sorte *qu'un élément* (hydrogène) *de l'un des corps s'unissait à un élément* (oxygène) *de l'autre corps, pour former un produit* (eau) *qui s'éliminait, tandis que les éléments restants demeuraient en combinaison.*

Ce principe, que je désignerai à l'avenir sous le nom de *loi des résidus*, s'applique dans toute sa rigueur à la formation des corps nitrogénés, des amides, des éthers, des sels, etc.; je ne connais pas un seul fait qui lui soit contraire. Des considérations sur la constitution moléculaire des corps avaient déjà conduit M. Mitscherlich à quelques hypothèses sur l'élimination de l'eau dans plusieurs réactions organiques, mais ces hypothèses me semblent devoir se remplacer par la proposition générale que je viens de formuler (1).

La loi des résidus rend entièrement inutile l'adoption de tous ces radicaux hypothétiques, de tous ces êtres imaginaires sur lesquels les partisans des idées dualistiques basent le raisonnement dans les réactions; et pour citer un exemple bien saillant, elle explique parfaitement pourquoi le chlore et par conséquent l'hydrogène peuvent être remplacés par NH^2, l'oxygène par NH, dans les réactions déterminées par l'ammoniaque. Cette explication, simple et précise, exclut l'existence du radical amidogène et de tout autre corps hypothétique. En effet, d'après la loi

---

(1) Dans la note où mes recherches sont annoncées à l'Académie, j'avais mis ce passage : « Des considérations sur la constitution moléculaire » des corps (*Comptes rendus de l'Académie de Berlin*, fév. 1841) ont » conduit M. Mitscherlich à renouveler en 1841, sous une autre forme, » cette proposition que j'avais émise deux ans auparavant. »

Ce simple passage a fourni à M. Mitscherlich l'occasion d'écrire les lignes suivantes, qui ont été insérées par M. Dumas dans les *Annales de Chimie et de Physique* : « . . . M. Gerhardt m'accuse de lui avoir » pris l'idée de l'élimination des atomes d'eau, et la persistance des » atomes restants dans la position antérieure; cependant, j'ai émis » cette idée déjà en 1834 dans les *Annales de Poggendorff*, tome XXXI, » et je l'ai expliquée en détail dans beaucoup d'endroits de mon » *Traité de chimie*, notamment page 369, troisième édition, publiée en » 1837. Je serai très-reconnaissant si vous voulez bien porter cette

des résidus, l'ammoniaque, en qualité de corps hydrogéné, sollicite l'oxygène ou le chlore (brome, iode) des matières organiques pour former soit H^2O, soit HCl qui s'élimine; le résidu des éléments de l'ammoniaque qui demeure alors en combinaison avec les éléments de la matière organique est NH ou NH^2, suivant que l'élimination a été H^2O ou HCl. On a effectivement :

$$[\Delta O] + [NHH^2] = H^2O + [\Delta NH],$$
$$[\Delta Cl] + [NH^2H] = HCl + [\Delta NH^2].$$

M. Laurent avait donc parfaitement raison quand il introduisit l'*imide* NH dans la notation des formules, et même, il faut le dire, en considérant les métamorphoses qui ont été étudiées, on remarque que les cas où se présente le résidu NH, sont de beaucoup plus nombreux que ceux où l'on rencontre NH^2, le soi-disant amidogène; bien plus, la combinaison (l'oxamide) qui a servi à établir l'ancienne théorie des amides ne renferme pas cet amidogène, mais il y a le résidu NH. En effet, si l'on représente par ΔO^2 un équivalent d'acide oxalique ($\Delta = C^2H^2O^2$) et par Am le résidu NH, on a :

Formation de l'oxamide.

$$[\Delta O^2] + 2H^2Am = 2H^2O + [\Delta Am^2].$$

Formation de l'acide oxamique.

$$[\Delta O^2] + H^2Am = H^2O + [\Delta OAm].$$

» rectification à la connaissance des lecteurs des *Annales de Chimie*, à » qui elle aurait pu demeurer ignorée. »

Je ne vois pas en quoi j'aurais *accusé* M. Mitscherlich; j'ai pu me tromper en croyant que son hypothèse sur la persistance des atomes ne datait que de 1841, où je l'ai lue pour la première fois dans le mémoire cité, mais il ne m'est jamais venu dans l'idée d'accuser M. Mitscherlich, d'autant plus qu'il y a une différence considérable entre son opinion et ma manière de voir.

Si M. Mitscherlich réclame la priorité d'une hypothèse pour quelques cas particuliers, je réclame la propriété d'une loi générale, indépendante de toute considération sur la disposition des atomes; je ne sache pas que M. Mitscherlich ait jamais placé les éthers, les amides, les corps nitrogénés, etc., dans la même catégorie, ni qu'il ait connu les lois de saturation auxquelles tous ces corps sont soumis. C. G.

Je ne connais que deux ou trois cas (benzamide par le chlorure de benzoïle, uréthane et uréthylane par l'éther chloroxycarbonique) où le résidu est véritablement représenté par NH^2.

D'après cette manière de formuler, l'oxamide est donc de l'acide oxalique dans lequel O^2 est remplacé par le résidu Am^2; de même l'acide oxamique est de l'acide oxalique, dans lequel un seul O est remplacé par le résidu Am :

Acide oxalique.	$C^2H^2O^4$
Oxalates neutres.	$C^2M^2O^4$
Oxalates acides.	$C^2\left\{\begin{matrix}M\\H\end{matrix}\right\}O^4$
Oxamide.	$C^2H^2\left\{\begin{matrix}O^2\\Am^2\end{matrix}\right\}$
Acide oxamique.	$C^2H^2\left\{\begin{matrix}O^3\\Am\end{matrix}\right\}$
Oxamates.	$C^2\left\{\begin{matrix}H\\M\end{matrix}\right\}\left\{\begin{matrix}O^3\\Am\end{matrix}\right\}$

Si, dans les circonstances convenables, on ramène aux composés formés par la réunion de semblables résidus les éléments qui avaient été éliminés lors de la réaction, on *régénère* les composés primitifs. On sait que les amides régénèrent alors l'ammoniaque et leurs acides respectifs.

L'alcool et ses homologues se comportent comme l'ammoniaque; comme elle, ils agissent par leur hydrogène sur les corps oxygénés ou sur les corps chlorés, en donnant lieu à une élimination de H^2O ou de HCl, tandis que les éléments restants constituent des éthers. Les éthers neutres correspondent aux acides neutres, les acides viniques, ou éthers acides, aux acides amidés. On a donc aussi, E réprésentant le résidu [$C^2H^6O—H^2$]:

Éther oxalique.	$C^2H^2\left\{\begin{matrix}O^2\\E^2\end{matrix}\right\}$
Acide oxaloviniques.	$C^2H^2\left\{\begin{matrix}O^3\\E\end{matrix}\right\}$
Oxalovinate..	$C^2\left\{\begin{matrix}H\\M\end{matrix}\right\}\left\{\begin{matrix}O^3\\E\end{matrix}\right\}$

M. Dumas a même obtenu des corps renfermant à la fois le résidu de l'alcool et le résidu de l'ammoniaque; parmi ces composés, il faut surtout nommer

L'oxaméthane.	$C^2H^2\left\{\begin{matrix}O^2\\Am\\E\end{matrix}\right\}$

qui est, comme on voit, l'éther oxamique (Balard) ou l'amide oxalovinique.

Cette manière de considérer les amides et les éthers m'a conduit à la découverte d'une nouvelle classe de composés organiques.

Ces composés sont formés par le résidu d'un alcali organique; je les désignerai sous le nom générique d'*anilides*. Ce sont des corps azotés semblables aux amides, formés dans les mêmes circonstances, et régénérant, par les acides ou les alcalis minéraux concentrés, non de l'ammoniaque, mais de l'aniline.

Les anilides se forment dans les mêmes circonstances que les amides; la décomposition des sels d'aniline par la chaleur et l'action des chlorures sur l'aniline, telles sont les principales sources de cette nouvelle classe de corps.

Action de la chaleur sur l'oxalate d'aniline.

L'oxalate neutre d'aniline employé à ces expériences a été préparé d'après le procédé de M. Hofmann, en mélangeant l'aniline avec une solution d'acide oxalique dans l'alcool; le sel a été lavé avec de l'alcool et desséché au bain-marie.

Ce sel est neutre et renferme :

$$[(C^6H^7N)^2, C^2H^2O^4],$$

c'est-à-dire 1 équiv. d'acide oxalique pour 2 éq. d'aniline.

Quand on chauffe ce sel au bain de sable, il commence déjà à se décomposer à quelques degrés au-dessus de 100°; il fond et entre en ébullition en dégageant de l'eau, de l'acide carbonique et de l'aniline; ce n'est que dans les dernières portions de gaz, quand la chaleur est portée à 160 ou 180°, qu'on reconnaît la présence d'un peu d'oxyde de carbone. On n'a pas besoin de chauffer plus fort; quand le dégagement de gaz a cessé, on a un résidu liquide parfaitement limpide et plus ou moins coloré en rouge, suivant la pureté du sel employé (on sait que les sels d'aniline prennent tous à l'air une teinte rouge). Dès qu'on le retire du bain, il se concrète en une masse butyreuse, chargée de beaux cristaux; ce résidu est un mélange de deux corps nouveaux, l'*oxanilide* et la *formanilide* que je vais décrire.

1. *Anilide oxalique ou oxanilide.*

Pour isoler cette substance, on épuise à froid, avec de l'alcool, le résidu de l'action de la chaleur sur l'oxalate d'aniline. L'alcool se charge de toute la formanilide et laisse l'oxanilide à l'état de paillettes nacrées, parfaitement blanches, si l'on a opéré avec un sel pur; ces paillettes ressemblent beaucoup à l'acide borique.

L'oxanilide ainsi obtenue fond à 245°, et se prend, par le refroidissement, en une masse radiée; elle entre en ébullition à 320°, et distille en plus grande partie sans altération; elle se sublime déjà à une température inférieure en donnant de fort belles paillettes irisées; sa vapeur est âcre comme celle de l'acide benzoïque.

Voici les analyses qui établissent la composition de ce corps; elles ont été faites sur des produits de préparations différentes.

I. 0gr.,411 d'oxanilide distillée, lavée à froid avec de l'alcool et séchée au bain-marie, ont donné 1gr.,046 acide carbonique et 0gr.,188 eau.

II. 0gr.,455 d'oxanilide d'une nouvelle préparation, très-bien cristallisée en paillettes, et non distillée, ont donné 1gr.,158 acide carbonique et 0gr.,212 eau.

III. 0gr.,3525 d'oxanilide d'une troisième préparation, non distillée, ont donné 0gr.,905 acide carbonique et 0gr.,160 eau.

IV. 0gr.,352 d'oxanilide ont donné 37 centimètres cubes d'azote à 16° et 758 millimètres.

Ces résultats donnent en centièmes :

	I.	II.	III.	IV.
Carbone	69,4	69,5	70,0	»
Hydrogène	5,1	5,2	5,1	»
Azote	»	»	»	12,4

La formule $C^{14}H^{12}N^{2}O^{2}$ exige :

C^{14}	1050,0	70,0
H^{12}	75,0	5,0
N^{2}	175,0	11,7
O^{2}	200,0	13,3
Total	1500,0	100,0

Cette formule équivaut évidemment à :

$$[C^{2}H^{2}O^{4}, 2C^{6}H^{7}N] - 2H^{2}O.$$

L'oxanilide est donc de l'acide oxalique dans lequel 2O ont été enlevés par 2 H^2 et remplacés par le résidu 2 $(C^6H^7N—H^2)=An^2$;

$$\text{Oxanilide. . . . . . } C^2H^2\begin{cases}O^2.\\ An^2.\end{cases}$$

Ce corps est insoluble dans l'eau, même bouillante. L'alcool ne le dissout pas non plus à froid; bouillant, il en dissout une petite quantité qui se dépose, par le refroidissement, en paillettes micacées. Il est insoluble dans l'éther.

La potasse aqueuse ne l'attaque pas à l'ébullition ; mais concentrée et bouillante, elle l'attaque lentement en développant de l'aniline; le résidu, sursaturé par de l'acide hydrochlorique, puis neutralisé par l'ammoniaque, donne, par le chlorure de calcium, un précipité blanc d'oxalate, insoluble dans l'acide acétique. Cette régénération de l'aniline et de l'acide oxalique est surtout prompte si l'on emploie de la potasse en fusion : l'aniline se développe alors à l'état d'une huile incolore qui présente les réactions si caractéristiques avec l'acide chromique et avec le chlorure de chaux.

La chaux potassée produit le même effet ; on ne peut donc pas déterminer l'azote contenu dans ce corps à l'aide du procédé de MM. Will et Varrentrapp.

Chauffée avec de la baryte caustique, l'oxanilide s'attaque brusquement; il passe des vapeurs d'aniline en même temps que le résidu se charbonne en partie; souvent le mélange s'échauffe au point de prendre feu.

Le brome attaque vivement l'oxanilide, avec dégagement de vapeurs hydrobromiques ; le produit, lavé avec de l'éther, donne une solution qui abandonne des cristaux par l'évaporation.

A froid, l'acide nitrique ne l'attaque pas; mais quand on chauffe, il se développe des vapeurs rutilantes.

L'acide chromique aqueux n'attaque l'oxanilide ni à froid ni à l'ébullition; on peut l'évaporer sur ce corps sans qu'il en soit attaqué.

L'acide sulfurique étendu et bouillant ne dissout pas l'oxanilide; mais quand on la chauffe légèrement avec de l'acide concentré, celui-ci la dissout aisément; l'eau en précipite alors l'oxanilide sans altération. Si, au lieu d'ajouter de l'eau, on

chauffe plus fort la dissolution de l'oxanilide dans l'acide sulfurique concentré, il se manifeste une effervescence assez vive, due au dégagement d'un mélange de volumes égaux d'oxyde de carbone et d'acide carbonique. Voici deux expériences qui indiquent les proportions de ces gaz :

	I.	II.	Moyenne.
Mélange recueilli.	71 c.c.	53 c.c.	62 c.c.
Oxyde de carbone après potasse. . .	36	27	31,5
Acide carbonique absorbé	35	26	30,5

Pour faire ces expériences, on a mélangé l'oxanilide avec de l'acide sulfurique concentré, de manière à former une bouillie épaisse; puis le tout a été chauffé au bain de sable, tant que durait le dégagement de gaz. Le résidu n'était que légèrement brunâtre; par l'addition d'un peu d'eau, il s'est décoloré presque entièrement en précipitant une matière blanche et cristalline, que nous décrirons plus bas sous le nom d'*acide sulfanilique*. Ce composé renfermant $C^6H^7NSO^3$, ainsi que le prouvent les analyses que j'en ai faites, on saisit aisément l'action de l'acide sulfurique concentré sur l'oxanilide; en effet, 1 éq. d'oxanilide plus 2 éq. d'acide sulfurique concentré équivalent à 1 éq. d'oxyde de carbone, 1 éq. d'acide carbonique, 1 éq. d'eau et 2 éq. d'acide sulfanilique :

$$C^{14}H^{12}N^2O^2 + 2[SH^2O^4] = CO + CO^2 + H^2O + 2[C^6H^7NSO^3].$$

L'action de l'acide sulfurique concentré sur l'anilide oxalique est donc la même que sur l'acide oxalique et les oxalates en général; en effet, en représentant la réaction par des formules de résidu, on a :

Métamorphose de l'acide oxalique simple.

$$C^2H^2O^4 + 2[SH^2O^4] = CO + CO^2 + H^2O + 2[SH^2O^4].$$

Métamorphose de l'acide oxalique bianilidé (oxanilide).

$$C^2H^2\left\{\begin{matrix}O^2\\An^2\end{matrix}\right\} + 2[SH^2O^4] = CO + CO^2 + H^2O + 2\left[SH^2\left\{\begin{matrix}O^3\\An\end{matrix}\right.\right]$$

Il est évident que ces formules de résidu n'ont d'autre but que de faire mieux comprendre les relations dont nous avons parlé; elles font surtout ressortir la symétrie dans les réactions.

Si, comme je l'admets, les anilides correspondent aux éthers et aux amides, elles doivent suivre la loi de saturation que j'ai

développée il y a quelque temps pour les corps copulés en général (1).

Cette loi s'exprime par

$$B = (b + b') - 1,$$

B représentant la basicité (la propriété d'échanger de l'hydrogène pour du métal) du corps copulé ; b et b' celles des deux corps générateurs avant de s'accoupler ; 0,1,2..., la basicité d'un corps indifférent ou neutre, d'un acide unibasique, d'un acide bibasique.

Cette formule dit donc que *la basicité d'un corps copulé est moindre d'une unité que la somme des basicités des deux corps générateurs.*

Or l'anilide oxalique dérive d'un acide bibasique $C^2H^2O^4$; en s'accouplant avec 1 éq. d'aniline C^6H^7N dont la basicité est nulle, il donnerait

$$[C^6H^7N + C^2H^2O^4] - H^2O = C^8H^7NO^3.$$

D'après la loi, le corps $C^8H^7NO^3$ qui constituerait l'acide oxanilique, serait unibasique ; ce dernier en s'accouplant avec un autre équivalent d'aniline, donnerait

$$[C^8H^7NO^3 + C^6H^7N] - H^2O = C^{14}H^{12}N^2O^2.$$

Suivant la même loi, le corps $C^{14}H^{12}N^2O^2$ doit être neutre ; or c'est précisément le caractère de l'oxanilide.

Le même raisonnement est applicable aux autres anilides que nous allons décrire.

2. *Anilide formique ou formanilide.*

Nous avons vu plus haut que la formation de l'oxanilide est accompagnée de celle d'un autre corps qui se dissout dans l'alcool. On chauffe la solution pour en chasser la plus grande partie du véhicule, et l'on fait bouillir avec de l'eau ; de cette manière la petite quantité de matière brune ou rouge, qui a pu se former par l'altération du sel d'aniline à l'air, se sépare à l'état insoluble, et l'on a en dissolution de la formanilide parfaitement pure. Si l'on évapore davantage la solution aqueuse, la formanilide se sépare peu à peu à l'état de gouttelettes huileuses et incolores qui se réunissent au fond du vase ; ce produit

(1) Comptes rendus des travaux de chimie, 1845, p. 161.

conserve l'état liquide, même après le refroidissement; aussi ne faut-il pas pousser l'évaporation jusqu'au point où les gouttelettes huileuses commencent à se séparer. Il vaut mieux abandonner la solution saturée à l'évaporation spontanée.

La formanilide se dépose alors peu à peu en prismes rectangulaires très-aplatis et terminés en pointe comme des fers de lance; ces cristaux sont ordinairement très-longs et enchevêtrés; j'en eus deux ou trois fois qui avaient plus de trois centimètres de long et qui étaient parfaitement déterminés. Leur ressemblance avec les cristaux de l'urée est si grande, que je les prenais pour l'urée anilique (la carbanilide) avant que l'analyse m'en eût fait saisir la véritable nature.

Ce corps est assez soluble dans l'eau, surtout à chaud, mieux encore dans l'alcool; la solution aqueuse a une saveur légèrement amère et n'agit pas sur les papiers réactifs. A l'état sec, il fond à 46 degrés; la matière fondue peut être refroidie bien au-dessous de cette température avant de se concréter, mais il suffit alors de l'agiter avec une baguette pour que la solidification s'effectue immédiatement. Dans l'eau, il fond encore plus aisément, et, chose singulière, il reste alors liquide même pendant plusieurs jours. Au bain-marie, il émet déjà des vapeurs.

La solution alcoolique de la formanilide ne cristallise qu'avec difficulté; celle dans l'éther la dépose en cristaux par l'évaporation spontanée.

La combustion de ce corps m'a donné les résultats suivants :

I. 0gr.,352 de formanilide fondue au bain-marie ont donné 0gr.,892 acide carbonique et 0gr.,190 eau.

II. 0gr.,3425 d'une autre préparation, ont donné 0gr.,872 acide carbonique et 0gr.,193 d'eau.

Ces analyses donnent :

	I.	II.
Carbone.	69,1	69,2
Hydrogène	6,0	6,2

La formule C^7H^7NO exigerait :

C^7.	525,00	69,4
H^7.	43,75	5,8
N.	87,50	
O.	100,00	
	756,25	

La formanilide est donc un isomère de la benzamide.

Voici des réactions qui confirment la composition que nous lui assignons.

A froid, les acides et les alcalis étendus, n'agissent pas sur la formanilide; cependant la décomposition se fait à la longue et encore plus promptement si l'on fait bouillir. Ainsi, par exemple, l'acide chromique étendu ne la colore pas, le mélange ne verdit qu'au bout d'un temps assez long; mais si l'on a fait bouillir préalablement la formanilide, pendant quelques secondes seulement avec de l'acide sulfurique, l'acide chromique y détermine immédiatement la réaction caractéristique de l'aniline.

A froid, la potasse étendue ne l'altère pas; mais quelques secondes d'ébullition avec cet agent, suffisent pour mettre de l'aniline en liberté. De même, l'acide sulfurique étendu n'y agit pas à froid; quand on chauffe, il se développe l'odeur caractéristique de l'acide formique, et si l'on condense les vapeurs, on trouve que le liquide acide réduit le nitrate d'agent.

D'après cela, la formanilide régénère dans ces circonstances de l'aniline et de l'acide formique.

$$C^7H^7NO + H^2O = C^6H^7N + CH^2O^2.$$

Voici encore une autre réaction qui confirme la formule que j'attribue à la formanilide. Si, aulieu de la traiter par de l'acide sulfurique étendu, on la chauffe avec de l'acide sulfurique concentré, elle développe du gaz oxyde de carbone pur, sans noircir, tandis que le résidu renferme le même corps, fourni dans ces circonstances par l'oxanilide, et que nous décrirons plus bas sous le nom *d'acide sulfanilique*. Ce dernier renfermant $C^6H^7NSO^3$, ainsi qu'il sera prouvé plus loin, la métamorphose de la formanilide au contact de l'acide sulfurique concentré s'exprimera de la manière suivante :

$$C^7H^7NO + SH^2O^4 = CO + H^2O + C^6H^7NSO^3.$$

On sait que l'acide formique et les formiates en général dégagent de l'oxyde de carbone par l'action de l'acide sulfurique concentré. Or, si on représente la métamorphose de l'anilide formique par des formules de résidu, semblables à celles dont nous avons fait usage plus haut, en parlant de l'oxanilide, cette métamorphose s'exprimera ainsi :

Métamorphose de l'acide formique simple.

$$CH^2O^2 + SH^2O^4 = CO + H^2O + SH^2O^4.$$

Métamorphose de l'acide formique anilidé (formanilide).

$$CH^2\left\{\begin{matrix}O\\An\end{matrix}\right\} + SH^2O^4 = CO + H^2O + SH^2\left\{\begin{matrix}O^3.\\An.\end{matrix}\right.$$

Formation de l'oxanilide et de la formanilide.

La production de la formanilide qui accompagne celle de l'oxanilide, ne doit pas nous surprendre, puisque l'acide oxalique donne lui-même de l'acide formique, quand on le soumet à la distillation sèche.

Mais voyons si les autres produits de la réaction permettent de l'exprimer par une équation simple.

J'ai dit qu'outre l'oxanilide et la formanilide, on recueillit de l'acide carbonique, de l'eau, de l'aniline, et vers la fin de l'opération, de l'oxyde de carbone.

L'oxalate neutre d'aniline étant

$$[C^2H^2O^4 2C^6H^7N] = C^{14}H^{16}N^2O^4,$$

on a donc :

$$C^{14}H^{16}N^2O^4 = 2H^2O + \underbrace{C^{14}H^{12}N^2O^2}_{\text{oxanilide.}}$$

$$= H^2O + CO^2 + \underbrace{C^6H^7N}_{\text{aniline.}} + C^7H^7NO$$

$$\underbrace{C^7H^7NO}_{\text{formanilide.}} = CO + \underbrace{C^6H^7N}_{\text{aniline.}}$$

3. *Anilide benzoïque* ou *benzanilide.*

Lorsque l'ammoniaque attaque les corps organiques chlorés, en portant son action sur le chlore qu'ils renferment, elle produit de l'acide hydrochlorique aux dépens de son propre hydrogène, et cet acide hydrochlorique s'unit à une autre portion d'ammoniaque ; en même temps le résidu des éléments de l'ammoniaque ainsi déshydrogénée, demeure en combinaison avec le résidu des éléments de la substance organique qui a perdu du chlore. ($NH^3 - H$) remplace alors Cl.

Si lon désigne par A*m*' ce résidu des éléments de l'ammo-

niaque, on a, par exemple, pour l'amide benzoïque obtenue à l'aide du chlorure de benzoïle et de l'ammoniaque :

Chlorure de benzoïle. $C^7 \left\{ \begin{matrix} H^5 \\ Cl \end{matrix} \right\} O$

Benzamide. . . . . . . $C^7 \left\{ \begin{matrix} H^5 \\ Am' \end{matrix} \right\} O$

Or, le résidu *Am'* équivaut à *Am*H, et comme *Am* remplace lui même O, ainsi que nous l'avons vu précédemment, il est évident que la benzamide pourrait aussi se formuler avec les corps suivants :

Acide benzoïque . . . $C^7H^6O^2$.

Éther benzoïque. . . . $C^7H^6 \left\{ \begin{matrix} E \\ O \end{matrix} \right.$

Amide benzoïque . . . $C^7H^6 \left\{ \begin{matrix} Am \\ O \end{matrix} \right.$

On sait, en effet, d'après les observations de M. Deville, que la benzamide s'obtient non-seulement avec l'ammoniaque et le chlorure de benzoïle, mais encore avec l'éther benzoïque et l'ammoniaque.

J'ai préparé le correspondant de la benzamide dans la série anilique, à l'aide du chlorure de benzoïle et de l'aniline.

Le chlorure de benzoïle qui a servi à cette expérience, avait été préparé exprès avec de l'essence d'amandes amères rectifiée ; avant d'être employé, il a été laissé en contact, pendant quelque jours, avec un mélange de craie et de chlorure de calcium, puis distillé.

Lorsqu'on fait arriver goutte à goutte du chlorure de benzoïle sur de l'aniline, la matière s'échauffe, rougit et se concrète en une masse cristalline. On la lave d'abord avec de l'eau bouillante qui extrait le chlorhydrate d'aniline, puis avec de l'eau légèrement alcalisée, afin d'extraire les dernières traces de l'acide benzoïque qui auraient pu se trouver dans le chlorure de benzoïle, et finalement on fait cristalliser dans l'alcool bouillant. Cependant la matière ainsi obtenue n'est pas toujours d'une parfaite pureté ; elle est quelquefois jaunâtre et d'un brun clair : il faut alors la soumettre à la distillation sèche. La masse fond, entre en ébullition, et donne un liquide qui se concrète déjà dans le col de la cornue en une matière cristalline. Il ne faudrait pas pousser trop loin la distillation, car on décomposerait une grande partie

du produit et l'on obtiendrait une huile qui ne se fige plus; dans tous les cas la distillation sèche de la benzanilide même impure ne laisse que très-peu de charbon.

La benzanilide s'obtient par l'évaporation spontanée de la solution alcoolique, sous la forme de paillettes nacrées, insolubles dans l'eau.

0gr.,225 de benzanilide séchée à 100° ont donné 0gr.,650 acide carbonique et 0gr.,121 eau; c'est-à-dire

Carbone. . .	78,7
Hydrogène . .	5,9

La théorie exige les rapports suivants :

C^{13}. . . .	975,00	79,2
H^{11}. . . .	68,75	5,6
N	87,50	
O.	100,00	
	1231,25	

La formule $C^{13}H^{11}NO$ se déduit de l'équation suivante :

$$[C^7 H^5 Cl)O] + C^6H^7N = HCl + C^{13}H^{11}NO.$$

L'acide hydrochlorique qui s'élimine dans cette réaction, se retrouve en combinaison avec une autre portion d'aniline, ainsi qu'on peut le constater par les réactifs qui accusent la présence de cet alcaloïde; en effet, le liquide aqueux provenant du lavage du produit brut de la réaction de l'aniline et du chlorure de benzoïle, donne, par les hypochlorites, la coloration violette, et par l'acide chromique la précipitation noir-bleu, semblable à celle d'une cuve d'indigo.

Les acides et les alcalis bouillants n'attaquent pas la benzanilide; mais la potasse fondante en dégage de l'aniline et se convertit en benzoate, d'après l'équation suivante :

$$C^{13}H^{11}NO + [(KH)O] = C^6H^7N + [C^7(H^5K)O^2].$$

La formation et les réactions de l'anilide benzoïque sont donc entièrement semblables à celles de l'amide et de l'éther de la même série; le résidu des éléments de l'aniline $(C^6H^7N—H)$, joue dans la benzanilide, le même rôle que les résidus $(C^2H^6O—H)$ ou $(NH^3—H)$ dans l'éther ou l'amide benzoïques, obtenus par le chlorure de benzoïle et l'alcool ou l'ammoniaque.

(La suite au numéro prochain.)

Des inconvénients et des dangers que présente l'emploi de l'acide sulfurique arsénifère ; moyen de purifier cet acide pendant sa fabrication.

Par Alphonse Dupasquier.

Nota. Ce mémoire à été adressé en mars 1845, à l'Académie des sciences (Institut de France) : ses conclusions seulement ont été insérées dans les Comptes rendus de l'Académie (séance du 17 mars 1845).

Jusqu'à présent la présence de l'arsenic dans quelques acides sulfuriques du commerce, n'a attiré l'attention des chimistes que par la considération des inconvénients de son emploi dans l'appareil de Marsh, pour les recherches médico-légales.

Si l'on réfléchit cependant aux usages si multipliés de l'acide sulfurique, si l'on considère que plusieurs grandes fabriques, soit en France, soit à l'étranger, l'obtiennent par la calcination des pyrites (sulfures de cuivre et de fer plus ou moins mélangés de sulfure d'arsenic ou d'arséniure de fer), et répandent incessamment dans le commerce des quantités considérables d'acide sulfurique arsénifère, on doit comprendre qu'il résulte nécessairement de l'emploi de cet acide, d'assez nombreux inconvénients pour l'industrie et des dangers assez graves pour la santé publique.

Déjà j'ai démontré que certains *acides chlorhydriques* du commerce contenaient, lors même qu'ils avaient été purifiés pour l'usage des laboratoires de chimie, une quantité très-forte d'arsenic, enlevé pendant leur préparation, à l'acide sulfurique arsénifère, employé pour décomposer le sel marin. Dans un autre mémoire récemment publié, j'ai établi que le *phosphore* était fréquemment souillé d'arsenic par l'effet de l'emploi d'un acide sulfurique arsénifère pendant sa fabrication, et que cette impureté donnait lieu à la coloration de ce produit. Ne sait-on pas aussi qu'on a trouvé de l'arsenic ayant la même origine, dans le *phosphate acide de chaux*, dans l'*acide phosphorique*, dans le *phosphate de soude*, dans le *sulfate de potasse* (1) et dans d'autres

(1) Depuis quelques années, les journaux de médecine ont cité plusieurs exemples d'empoisonnement par le sulfate de potasse, employé aux doses ordinaires, comme médicament.

sels ; mais ce n'est là qu'une bien petite partie des produits du commerce ou de la pharmacie que l'acide sulfurique arsénifère peut rendre impurs, en leur abandonnant une partie de la substance tonique qu'il contient. A combien d'autres produits ne doit-il pas en communiquer une proportion plus ou moins considérable !

Quand on réfléchit que des milliers de kilogrammes de cet acide sont journellement employés pour obtenir l'iode, pour préparer l'acide nitrique, le sulfate de soude et secondairement la soude artificielle, le carbonate de soude et une foule d'autres sels sodiques ; pour fabriquer les sulfates de zinc, de fer, le sulfate de mercure et par suite les chlorures de ce dernier métal ; pour séparer des bases auxquelles ils sont unis, les acides pyroligneux, tartrique, citrique, etc. ; quand on se rappelle qu'il joue un si grand rôle dans l'affinage de l'argent, dans la fabrication des bougies stéariques, des eaux gazeuses, de l'éther sulfurique, de la glucose ou sucre de fécule, de même aussi que dans l'épuration des huiles, la dissolution de l'indigo, et tant d'autres opérations industrielles, pharmaceutiques, etc., etc. ; on ne peut se refuser d'admettre qu'il doit résulter de son emploi *des troubles assez fréquents dans les travaux de l'industrie*, et dans quelques circonstances sans doute, *des dangers assez graves pour la santé publique.*

A la vérité, l'acide sulfurique arsénifère ne laisse pas plus de traces d'arsenic qu'un acide pur, dans la préparation d'un certain nombre de produits qu'il sert à obtenir ; mais il n'en est pas de même pour tous ; il résulte en effet, soit de mes recherches particulières, soit de diverses publications faites dans les journaux de chimie et de médecine, que plusieurs produits du commerce et de la pharmacie, retiennent des quantités plus ou moins considérables du toxique contenu dans l'acide sulfurique arsénifère employé pour leur préparation (1).

J'ai pensé en conséquence, que ce serait entreprendre un travail utile, que de rechercher un moyen *industriel*, c'est-à-

---

(1) M. Vogel, dit avec beaucoup de raison, qu'il est indispensable d'employer de l'acide sulfurique non arsénifère pour la préparation des médicaments.



dire un procédé peu coûteux et facile à mettre en pratique, pour purifier, *pendant sa fabrication*, l'acide sulfurique arsénifère. Je me suis donc mis à l'œuvre. Pour arriver plus sûrement et plus facilement au résultat désiré, j'ai dû rechercher d'abord *quelle est la nature du composé arsenical*, puis, *quelle est* (du moins d'une manière approximative) *la proportion ordinaire dans les acides arsénifères du commerce*. Ces recherches m'ont conduit à un succès complet, le procédé de fabrication que je ferai connaître me paraît remplir, en effet, toutes les conditions désirables pour devenir un procédé industriel.

1° *Nature du composé arsenical contenu dans les acides sulfuriques arsénifères du commerce.*

Dans mon mémoire sur l'existence de l'arsenic dans quelques acides chlorhydriques, j'ai dit : L'acide arsénieux formé pendant la combustion des pyrites, au contact des vapeurs nitreuses, passe peut-être en partie à l'état d'acide arsénique.

Telle n'est pas cependant l'opinion de M. Vogel, de Munich, qui a conclu de plusieurs recherches :

Que l'arsenic est toujours contenu dans l'acide sulfurique à l'état d'acide arsénieux.

Que l'acide sulfurique concentré bouillant dissout plus que le tiers de son poids d'acide arsénieux, dont la plus grande partie s'en précipite par refroidissement, sans qu'il se forme, par une ébullition prolongée, ni acide arsénique, ni acide sulfureux.

M. Orfila, considérant, que, au contraire, dans la préparation de l'acide sulfurique, l'arsenic du sulfure se trouve longtemps en contact avec l'acide azotique, considérant encore que Vogel a trouvé de l'*arséniate de potasse*, dans l'eau mère des cristaux de sulfate de potasse provenant de cette fabrication, et qu'il n'est guère possible d'admettre la présence de cet arséniate, sans qu'une partie du même sel ait été décomposée par l'acide sulfurique, est porté à croire que l'arsenic existe à la fois à l'état d'*acide arsénieux* et à l'état d'*acide arsénique*, dans les acides sulfuriques arsénifères.

Ce point de la question étant encore en litige, il n'était pas

inutile de l'éclaircir par des expériences nouvelles; c'est ce que j'ai tâché de faire.

1° J'ai d'abord reconnu, comme M. Vogel, que l'acide sulfurique en bouillant au contact de l'acide arsénieux, ne se décompose nullement, et qu'il ne résulte de cette ébullition, ni acide sulfureux, ni acide arsénique. M. Vogel avait opéré sur une solution concentrée d'acide arsénieux dans l'acide sulfurique concentré à 66°; j'ai procédé autrement : j'ai ajouté à de l'acide étendu à 50°, une quantité de solution aqueuse d'acide arsénieux représentant à peu près la quantité d'arsenic contenue dans les acides sulfuriques arsénifères. J'ai chauffé dans une cornue et recueilli le liquide de la distillation : il a passé d'abord de l'eau qui ne contenait nulle trace d'arsenic; puis est venu l'acide concentré, qui obtenu en quantité, représentant plus des 3/4 de la quantité totale, ne contenait encore *aucune trace d'arsenic*. Ce n'est que vers la fin de l'opération et lorsque la matière devenue très-épaisse projetait de petites portions de ce résidu, lesquelles étaient entraînées par les stries de l'acide provenant de la condensation des vapeurs, que cet acide a présenté des traces d'arsenic.

En ajoutant de l'eau distillée au résidu et portant le liquide à l'ébullition, j'ai obtenue une solution qui ne précipitait pas par l'azotate d'argent (parce qu'elle était acide), mais qui formait ensuite un *beau précipité jaune serin*, par l'addition de quelques gouttes d'ammoniaque liquide; un excès d'ammoniaque redissolvait le précipité, qui reparaissait avec son caractère primitif, en saturant l'excès d'ammoniaque par l'acide acétique.

Répétée plusieurs fois, cette expérience a toujours donné les mêmes résultats.

Le précipité jaune serin étant évidemment un arsénite d'argent, on doit conclure de cette expérience et de celle de Vogel, que l'acide sulfurique ne réagit nullement sur l'acide arsénieux, qu'il soit ou non concentré, qu'on agisse sur une grande ou sur une très-petite quantité de composé arsenical. On doit en conclure aussi que l'acide arsénieux ne passe à la distillation, ni au commencement, ni à la fin de l'opération. Si quelques chimistes, comme Vakenroder, Berthelé, ont

obtenu par la distillation un acide arsénifère, c'est par l'effet du soulèvement brusque de la matière, par les vapeurs de l'acide sulfurique, vers la fin de la distillation, et non par une volatilisation de l'acide arsénieux.

2° Pour reconnaître ensuite la nature du composé arsenical contenu dans l'acide sulfurique, j'ai pris une certaine quantité de cet acide, tel qu'il sort des chambres de plomb et marquant 50°; je l'ai fait évaporer avec précaution dans une cornue de verre, en recueillant le produit de la distillation, que j'ai fractionné en cinq parties. Le liquide réduit des cinq sixièmes, j'ai arrêté momentanément l'opération pour examiner les produits isolés: voici quels ont été les résultats de cet examen :

A. Liquide aqueux, à peine acide, ne donnant pas d'arsenic à l'appareil de Marsh; un courant d'acide sulfhydrique ne lui communiqué pas de couleur jaune.

B. Liquide aqueux, un peu plus acide. Point d'arsenic.

C. Liquide formé d'acide sulfurique presque concentré. Point d'arsenic.

D. Acide sulfurique concentré non-arsénifère.

E. Acide concentré ne contenant pas d'arsenic.

En évaporant le dernier sixième du liquide, la matière a été fortement projetée à plusieurs reprises, par le dégagement subit des vapeurs, jusqu'à l'ouverture du col de la cornue; alors le produit de la distillation a fourni de l'arsenic à l'appareil de Marsh; mais il était bien évident que le composé arsenical n'avait pas été volatilisé.

Il restait à déterminer la nature de ce composé arsenical. Pour obtenir ce résultat, le liquide a été évaporé à siccité. Le résidu qui était blanc et abondant, abandonné au contact de l'air s'est humecté. On y a ajouté un peu d'eau distillée froide, puis l'on a filtré Le liquide essayé ensuite par l'azotate d'argent n'a pas d'abord donné de précipité; mais en solutant l'excès d'acide par l'ammoniaque, il s'est formé un précipité d'un jaune rougeâtre qui a passé presque immédiatement au *rouge briqueté* bien prononcé, et parfaitement semblable à un précipité *d'arséniate d'argent.*

Le résidu traité de la même manière, mais par de l'eau distillée chaude, a produit un liquide qui, traité par l'azotate d'argent et

l'ammoniaque, a donné un précipité d'un jaune rougeâtre un peu sale. Ce précipité redissous par un excès d'ammoniaque et cet alcali saturé ensuite avec précaution, par de l'acide acétique, ajouté goutte à goutte, j'ai vu reparaître le précipité qui était alors d'un *rouge briqueté parfaitement pur*.

Le restant du résidu, encore très-abondant, traité par de nouvelle eau distillée a donné à peine quelques faibles traces d'arsenic. Ce résidu bouilli avec de nouvelle eau et à plusieurs reprises, il est resté une poudre d'un jaune rougeâtre qui, dissoute par l'acide chlorhydrique, précipitait en bleu par le cyano-ferrure de potassium. Il y avait donc une quantité assez notable de fer dans l'acide sulfurique analysé (1).

Cette expérience répétée plusieurs fois a toujours donné les mêmes résultats.

D'après le résultat des expériences, on est conduit à admettre que *l'arsenic existe dans les acides sulfuriques arsénifères, à l'état d'acide arsénique* (2). Cet acide, d'après ce qui précède, est évidemment le produit de la réaction de l'acide nitrique et des vapeurs nitreuses, sur l'acide arsénieux, formé en même temps que l'acide sulfureux, par la combustion des pyrites.

2° *Quantité moyenne approximative de l'arsenic ordinairement contenu dans les acides arsénifères du commerce.*

Il n'est pas besoin de faire observer que cette quantité ne peut être déterminée d'une manière absolue, car elle doit varier suivant la proportion de matière arsenicale contenue dans les pyrites ou dans le soufre employés pour obtenir l'acide sulfurique. Il m'a paru, cependant, qu'il ne serait pas sans intérêt de rechercher une moyenne approximative au moins pour les produits d'une même fabrique. J'ai procédé de la manière suivante pour arriver à ce résultat, en opérant sur un assez grand nombre d'échantillons, soit d'acide marquant de 50 à 54°, c'est-à-dire

---

(1) J'ai trouvé aussi dans ce même acide de l'étain et du plomb en quantité également très-notable, et de plus une trace de cuivre.

(2) Il ne serait pas impossible cependant que quelques acides du commerce chargés d'arsenic, continssent une partie de ce toxique à l'état d'*acide arsénieux*.



tel qu'il sort des chambres de plomb, soit d'acide concentré à 66°. Tous ces échantillons venaient d'une même fabrique où l'on n'obtient l'acide sulfurique, que par la combustion des pyrites.

J'opérais chaque fois sur 200 grammes d'acide sulfurique arsénifère, et précipitais complétement l'arsenic à l'état de sulfure. L'acide après l'opération était essayé à l'appareil de Marsh, pour obtenir la certitude qu'il ne contenait plus d'arsenic. Quant au sulfure obtenu, il était pesé, puis traité par l'acide azotique pour déterminer la proportion de sulfure d'étain qui s'y trouvait mélangé, car l'étain dans cette opération était précipité à l'état de sulfure en même temps que l'arsenic (1). La quantité de sulfure d'arsenic connue me servait de base pour déterminer par le calcul celle de l'acide arsénique.

En procédant ainsi, j'ai trouvé que chaque kilogramme d'acide sulfurique arsénifère contenait en moyenne :

Acide de 50 à 54°......	environ 1 gramme acide sulfurique.
Acide concentré à 66°....	de 1 gr. 350 à 1 gr. 400. —

3° *Moyen industriel de purifier l'acide sulfurique arsénifère pendant sa fabrication.*

Pour trouver un procédé de purification de cet acide, j'ai tenté trois moyens différents : 1° *L'acide chlorhydrique*; 2° *l'acide sulfhydrique*; 3° les *sulfures alcalins* : le dernier seul m'a donné des résultats complétement satisfaisants. Voici en peu de mots l'indication des recherches que j'ai faites pour déterminer la valeur relative de ces trois moyens.

1° *Acide chlorhydrique*. J'ai démontré précédemment que cet acide rend volatil l'arsenic des oxalides de ce métal, en le faisant passer à l'état de *chlorure* : cette propriété m'avait fait penser qu'en ajoutant une petite quantité de cet acide chlorhydrique à l'acide sulfurique arsénifère avant sa concentration, il pourrait en résulter l'élimination complète de l'arsenic, lorsque l'acide sulfurique serait arrivé à marquer 66°. — L'expé-

(1) Dans cette opération il n'y a que l'étain qui se précipite avec l'arsenic à l'état de sulfure : le plomb et le fer restent dans l'acide sulfurique purifié de l'arsenic.



rience s'est montrée contraire à cette opinion : une partie du toxique serait en effet volatilisée par ce moyen ; mais il en resterait encore une proportion notable dans l'acide sulfurique concentré, comme le prouve le résultat des expériences suivantes :

A. A 100 grammes d'acide sulfurique arsénifère marquant 50°, j'ai ajouté 2 grammes acide chlorhydrique du commerce et j'ai distillé de manière à obtenir les 4 cinquièmes de la totalité du liquide.—Les produits de la distillation fractionnée contenaient *tous* de l'arsenic à l'état de chlorure. — Le *résidu* non passé à la distillation, *était encore notablement arsénifère.*

B. J'ai mélangé 90 grammes acide sulfurique arsénifère à 50° et 10 grammes d'acide chlorhydrique du commerce, puis j'ai distillé jusqu'à réduction des 4 cinquièmes, comme dans l'expérience précédente. Le résultat a été à peu près semblable : tous les produits fractionnés de la distillation contenaient de l'arsenic + le résidu ou le dernier cinquième était cependant encore altéré par une assez forte quantité d'acide arsénique.

2° *Acide sulfhydrique.* J'ai démontré dans un mémoire précédent qu'un courant d'acide sulfhydrique, dépouille complétement de leur arsenic, les acides chlorhydriques arsénifères, étendus seulement de partie égale d'eau ; j'espérais en conséquence, que le même moyen suffirait pour précipiter à l'état de sulfure, tout l'arsenic des acides sulfuriques. L'expérience s'est montrée contraire à l'emploi de ce moyen.

A. J'ai fait passer pendant 10 minutes un courant de gaz acide sulfhydrique, dans de l'acide sulfurique arsénifère marquant 50° au pèse-acide : cet acide s'est troublé, a pris une couleur grisâtre. Après 24 heures de repos, cet acide était toujours arsénifère, on n'apercevait pas de dépôt de sulfure d'arsenic.

B. La même expérience a été faite avec le même acide arsénifère, étendu de son poids d'eau : il y a eu une réaction sensible ; le liquide a pris une nuance brune. Le lendemain il s'y était formé un précipité *brun jaunâtre.* Le liquide filtré passait incolore ; cependant cet acide *donnait encore des taches d'arsenic à l'appareil de Marsh* (1).

(1) Le précipité brun jaunâtre était formé par du sulfure d'étain précipité de l'acide, mélangé à un peu de sulfure d'arsenic et de soufre.

Ce résultat négatif peut s'expliquer, du reste, par cette double considération : Que l'hydrogène sulfuré décompose plus lentement et plus difficilement l'acide arsénique que l'acide arsénieux, et, que ce même gaz (hydrogène sulfuré, acide sulfurique), est d'ailleurs décomposé par l'acide sulfurique concentré, ou même peu étendu d'eau, ainsi que l'a observé Vogel.

3° *Sulfures alcalins.* N'ayant pas réussi dans les précédentes tentatives de purification, j'ai songé à l'emploi des sulfures alcalins. J'espérais en les essayant que, mélangés à l'acide sulfurique, et décomposés par cet acide, ils produiraient de l'hydrogène sulfuré, qui, *à l'état de gaz naissant*, réagirait immédiatement par le composé arsenical, et le ferait passer *en totalité*, à l'état de sulfure. Cette fois, mes prévisions n'ont pas été trompées : le succès a été complet.

J'ai fait, en effet, de nombreux essais avec les sulfures de potassium, de sodium, de calcium, de strontium, de baryum, et même avec le sulfhydrate d'ammoniaque; tous ces essais sont arrivés au même résultat : l'acide sulfurique a été promptement dépouillé par chaque sulfure essayé isolément, de la totalité de son acide arsénique, composé dont le métal a été précipité à l'état de sulfure.

Je ne citerai cependant que deux expériences, et seulement comme exemples de la manière dont j'ai procédé dans ces essais, toutes ayant donné des résultats analogues.

A. J'ai mélangé 500 grammes d'eau et 500 grammes d'acide sulfurique arsénifère concentré à 66°. Puis, le mélange étant encore très-chaud, j'y ai ajouté une petite quantité de *sulfure de sodium*, et j'ai agité le liquide pendant deux minutes; il s'est troublé aussitôt, a pris une teinte jaune un peu brunâtre, et il s'y est formé un précipité abondant : filtré immédiatement au moyen de l'amiante, cet acide est passé clair et incolore; *il ne donnait plus de taches d'arsenic à l'appareil de Marsh.*

B. A 750 grammes d'acide sulfurique arsénifère à 66°, j'ai ajouté 200 grammes d'eau. La température du mélange s'est fort élevée. J'y ai ajouté alors un peu de sulfure de potassium, et j'ai agité le liquide de manière à bien opérer le mélange du sulfure. Après cinq minutes, il s'était formé un précipité abondant.

Le liquide, filtré immédiatement, *ne donnait plus de taches d'arsenic à l'appareil de Marsh.*

Après avoir obtenu des résultats analogues avec les autres sulfures alcalins, il s'agissait de déterminer celui qui devait obtenir la préférence, pour en faire une application industrielle : je me suis décidé pour le sulfure de baryum.

Ce sulfure, en effet, présente pour cette application, des avantages incontestables. D'abord, il est très-facile à préparer par la calcination du sulfate de baryte naturel avec le charbon ; ensuite on peut l'obtenir à très-bas prix, le sulfate barytique naturel étant livré au commerce tout pulvérisé à 5 ou 6 fr. les 100 kilogrammes. Le sulfure de baryum offre, d'ailleurs, cet immense avantage sur les autres sulfures, qu'en l'employant on ne laisse rien d'étranger dans l'acide sulfurique. Ce sulfure, en effet, mis en contact avec l'acide sulfurique, est transformé en sulfate barytique, qui se précipite *en totalité*, ne pouvant être retenu en dissolution par l'acide sulfurique non concentré. On ne craint donc nullement d'ajouter un excès de sulfure dans l'acide sulfurique, car il est immédiatement et totalement précipité à l'état de sulfate. Avec les sulfures de potassium, de sodium, de calcium, il resterait nécessairement dans l'acide sulfurique une quantité de sulfate de potasse, de sulfate de soude ou de sulfate de chaux d'autant plus considérable qu'on aurait employé plus de sulfure. Ainsi donc, sous le rapport de l'économie comme sous celui de la pureté de l'acide sulfurique, il est évident qu'on doit donner le choix au sulfure de baryum.

Mode d'opération. Il faudra prendre l'acide sulfurique arsénifère au sortir des chambres de plomb, alors qu'il marque de 50 à 55° à l'aréomètre. Plus concentré, la précipitation de l'arsenic serait moins facile. On le recevra dans de grands réservoirs en plomb. S'il est froid, on élèvera sa température à 90° ou 100° au moyen de la vapeur d'eau, la réaction du sulfure sur le composé arsenical étant plus prompte et plus parfaite avec l'aide de la chaleur, ainsi que je m'en suis assuré dans mes essais en petit. Cependant la purification pourra encore s'opérer, lors même qu'on négligerait cette précaution, par la raison qu'il faut attendre la précipitation du sulfure d'arsenic et du sulfate de baryte, et que le temps peut suppléer à une température

élevée pour rendre complète la décomposition de l'acide arsénique.

Du reste, à quelque température qu'on procède, il faudra avoir soin de brûler avec un flambeau allumé l'acide sulfhydrique qui se dégagera en abondance, au moment où l'on mélangera le sulfure barytique à l'acide sulfurique.

Je pense qu'il sera convenable d'employer le sulfure de baryum cristallisé, et non une solution de ce sel : la décomposition sera ainsi moins rapide, il se perdra ainsi moins d'hydrogène sulfuré, et il faudra moins de sulfure pour arriver au même résultat, à la précipitation complète de l'arsenic. Cette condition, d'ailleurs, sera peu onéreuse, car rien n'est plus facile que d'obtenir le sulfure de baryum cristallisé.

La quantité de ce sel qu'on devra employer sera nécessairement relative à la proportion d'arsenic contenue dans l'acide sulfurique : il sera donc nécessaire de faire quelques recherches à cet égard avant de procéder en grand. Toutefois, je puis avancer, d'après mes essais, que deux ou trois kilogrammes au plus de sulfure barytique suffiront pour purifier complétement mille kilogrammes d'acide sulfurique arsénifère.

Il ne sera pas nécessaire de filtrer l'acide sulfurique pour le séparer du sulfate de baryte et du sulfure d'arsenic qui s'y trouveront mélangés après l'opération : il suffira, pour cela, de le laisser en repos pendant environ 24 heures, et de procéder ensuite à sa décantation au moyen d'un siphon.

J'ajouterai, au reste, que ce moyen a été appliqué en grand, dans une fabrique de phosphore, en opérant sur 600 kilogrammes d'acide sulfurique à la fois, et qu'il n'a présenté aucune difficulté d'application.

Résumé.

Il résulte de tout ce qui précède :

1° Que l'emploi des acides sulfuriques arsénifères dans les travaux de l'industrie, et dans la préparation des composés chimiques et pharmaceutiques ou alimentaires, peut entraîner des inconvénients et même de graves dangers ;

2° Que l'arsenic, dans les acides sulfuriques du commerce est à l'état d'*acide arsénique* ;

3° Que la proportion de ce toxique dans ces acides est variable, mais qu'on peut l'estimer en moyenne à un millième, et même à un millième et demi;

4° Que l'emploi de l'acide chlorhydrique, est comme celui du gaz acide sulfhydrique, insuffisant pour purifier les acides sulfuriques arsénifères;

5° Que l'emploi des sulfures alcalins offre un moyen d'arriver à une purification aussi complète que facile de ces acides arsénifères;

6° Que le sulfure de baryum, sous le rapport de l'économie comme sous celui de la pureté de l'acide sulfurique, est préférable aux autres sulfures alcalins, et qu'il offre un moyen véritablement industriel (c'est-à-dire très-peu coûteux et très-facile à mettre en pratique) d'obtenir la purification parfaite des acides sulfuriques arsénifères pendant leur préparation dans les fabriques (1).

D'après tout cela, et *particulièrement dans l'intérêt de la santé publique*, je crois devoir poser la question suivante, comme conclusion dernière : *Puisque l'emploi de l'acide sulfurique souillé d'arsenic présente des inconvénients et des dangers, puisqu'on possède un moyen de le purifier sans augmenter sensiblement ses frais de fabrication, ne serait-il pas convenable que l'autorité défendît à l'avenir la vente des acides sulfuriques arsénifères ?*

(1) Par l'emploi de ce moyen, non-seulement on élimine l'arsenic en totalité, mais on détruit nécessairement aussi l'*acide nitrique*, acide qui est contenu, comme on sait, dans la généralité des acides sulfuriques du commerce, et présente des inconvénients, particulièrement dans la dissolution de l'indigo.

Nota : Depuis que j'ai fait connaître ce moyen, il a été, suivant ce qu'on vient de me rapporter, appliqué avec un succès complet dans une fabrique d'acide sulfurique par les pyrites. On a donné la préférence au sulfure de sodium, lequel passé à l'état de sulfate, se précipite, dit-on, pendant la concentration de l'acide, et se trouve ainsi éliminé de ce liquide.

Pharmacie.

Sur une nouvelle sorte de kinkina (China Jaen fusca); par WINCKLER.

M. le docteur Zimmer de Francfort m'a envoyé, il y a quelque temps, un échantillon d'une sorte de kinkina, dont un envoi assez considérable en surons a été fait du Para à Londres, mais qui n'y a jusqu'à ce jour pas trouvé d'acheteurs, bien que l'aspect et la saveur indiquent une écorce de bonne qualité, riche en alcaloïdes. Les résultats de quelques expériences, entreprises par M. Zimmer, faisaient naître de forts doutes sur la présence de la kinine ou de la cinchonine dans cette écorce, et comme l'aspect de cette sorte de kinkina n'était complétement identique avec celui d'aucune des sortes connues, je me suis rendu très-volontiers au désir de M. Zimmer, de soumettre cette écorce à un examen chimique comparatif et approfondi.

Les échantillons que j'ai reçus consistaient en morceaux d'écorce complétement et à demi roulés, dont cependant quelques-uns étaient plats, de 3—12 pouces de longueur et d'épaisseur variable L'aspect extérieure de cette écorce rappelle tout à fait le kinkina huanuco en très-gros cylindres; mais il s'y trouve aussi beaucoup d'écorces qu'il est à peine possible de distinguer d'un gros kinkina huamalies, et quelques écorces cylindriques ont aussi beaucoup de ressemblance avec du *China regia* tubuleux, couvert, sans que ces différences de forme puissent indiquer une différence de constitution chimique. A la vue de cette écorce en masse, c'est la couleur brun jaune foncé qui domine.

La surface est très-bien conservée dans la plupart des écorces; le plus souvent elle présente des sillons longitudinaux, plus ou moins régulièrement dirigés, plus ou moins larges, plus ou moins profonds; toutefois on trouve aussi sur la majeure partie des écorces des fentes transversales moins nombreuses, assez irrégulières, ordinairement assez profondes. C'est par ces dernières que cette écorce ressemble surtout au kinkina huanuco, tandis

que sa couleur d'un brun jaune la rapproche beaucoup plus du china huamalies. Je n'y ai observé que très-rarement les éminences mamelonnées, que cette dernière écorce présente, comme on sait, très-fréquemment et souvent en grande quantité et dont l'absence complète y est rare. Les cryptogames, que j'y ai observés surtout, mais pas très-bien formés, sont le *Parmelia appressa* Z. et quelques petites parties de l'*Hypochnus rubro-cinctus*. L'extérieur de l'écorce n'est pas en général très-épais ; il est souvent extrêmement mince dans les écorces les plus minces, et ce n'est que dans quelques écorces qu'il est plus épais, semblable à du liége. La plupart des écorces sont assez dures au toucher, lorsque la surface est lisse, et assez rudes lorsqu'elle a des sillons longitudinaux profonds. Dans un très-grand nombre d'écorces, la surface est couverte presque complétement ou par places de thalles de lichen d'un blanc d'argent, ou brunâtres ou gris jaunâtres ; lorsqu'ils manquent, l'épiderme paraît d'un blanc jaune sale, assez uni, d'un éclat mat, ou jaune brun foncé, terne et d'une couleur assez uniforme.

La surface interne de presque toutes les écorces est très-lisse au toucher, comme celle du *China nova Surinamensis*, et se distingue par ce caractère ainsi que par sa couleur plus foncée, tirant davantage sur le brun rouge, de la surface interne du *China regia*. Il est facile de briser l'écorce en travers, lors même que l'épaisseur est assez considérable ; la cassure de l'aubier présente des fibres courtes, d'une couleur beaucoup plus claire que celle de la surface interne ; les fibres brillent à la lumière ; la cassure de l'extérieur de l'écorce est inégale et paraît grumeleuse à la loupe. Il suffit même de l'œil nu pour observer de nombreuses couches transversales très-minces, de couleur foncée.

La cassure longitudinale est inégale : elle présente çà et là quelques fibres et de petites parties fibreuses, d'un éclat mat, comme celles du *China regia* ; la cassure longitudinale de l'extérieur de l'écorce est comme la cassure transversale inégale, grumeleuse et on y observe également des couches de couleur foncée.

La saveur de l'écorce n'est que faiblement astringente, mais forte, d'une amertume presque désagréable, assez persistante. L'écorce se montre très-fibreuse sous les coups du pilon et pré-

sente sous ce rapport et sous celui des surfaces de la cassure de l'aubier, une ressemblance frappante avec le *China regia*; sa poudre fine offre aussi une couleur tout aussi claire que celle de ce dernier.

L'écorce ne contient ni acide chinovique, ni quinine ni cinchonine.

Elle renferme du kinate de chaux et un alcali qui paraît être le même que celui du quinquina Jaen.

Dans l'extraction de l'alcali on observe tout à fait les mêmes phénomènes que dans la séparation de l'alcaloïde du *China Jaen clair*. Ce n'est aussi qu'avec une grande difficulté et une grande perte de substance que je suis parvenu dans ce cas à obtenir une petite quantité en cristaux mal formés de la *Cinchovatine*, découverte par M. Manzini dans cette écorce, et je suis donc fermement convaincu que ces deux sortes de kinkina contiennent un seul et même alcaloïde, et que la nouvelle écorce ne renferme non plus ni kinine ni cinchonine; et en effet une comparaison attentive du nouvel alcaloïde avec la *Cinchovatine* jaunâtre, qui me restait encore de mes précédentes recherches, et qui avait été retirée du *China Jaen clair*, m'a donné des résultats si concordants, qu'il ne peut plus rester aucun doute à cet égard. Ces recherches ont été faites principalement avec la dissolution aqueuse des chlorhydrates. Les chlorides de mercure et de platine ont formé les mêmes précipités dans les dissolutions des deux sels, et dans la décomposition pyrochimique du précipité de platine, on a obtenu avec les deux près de 16 p. 0/0 de platine. Le traitement des deux alcaloïdes par l'acide sulfurique concentré a fait voir que cet acide détruit complétement ces combinaisons tandis que, comme on le sait, il dissout sans altération la kinine et la cinchonine.

Or l'ensemble des résultats des recherches précédentes prouve que la nouvelle écorce, bien que dépourvue de kinine et de cinchonine, provient très vraisemblablement, comme le *China Jaen clair*, d'un *cinchona*, et doit être rangée immédiatement à côté de cette dernière écorce; je la désignerai donc provisoirement par le nom de *China Jaen fusca*.

Comme nous ne possédons jusqu'à ce jour pas plus d'observations sur la valeur du *China Jaen clair*, comme agent théra-

peutique, que sur celle de cette nouvelle sorte de kinkina, que l'on n'a pas non plus déterminé avec exactitude si la *Cinchovatine* jouit de la vertu fébrifuge de la kinine et de la cinchonine, je tâcherai de faire des expériences sur ce sujet, et je rendrai plus tard compte de leurs résultats ; ces recherches doivent être d'un intérêt général, parce que l'on essayera sans doute de mélanger la nouvelle sorte de kinkina, qui n'a certainement aucun débit, avec le *China regia* en cylindres. Je termine par l'observation que j'ai déjà reçu, il y a environ 10 ans, un morceau de ce kinkina sous le nom de *China rubra de Rio-Janeiro*, que je n'ai pas encore examiné attentivement jusqu'à ce jour, à cause de la grande beauté des cryptogames qui se trouvent à sa surface. Un kinkina rouge faux venu du Para en Angleterre en même temps que l'écorce précédemment décrite, et dont j'ai reçu également un échantillon, contient de l'acide chinovique et ses caractères physiques et chimiques ne permettent pas de le distinguer du *China nova surinamensis*. VALLET.

Note sur une falsification du valérianate de zinc.

Par MM. LAROCQUE, préparateur à l'école de Pharmacie, et HURAUT, pharmacien, membres de la Société d'émulation.

Depuis quelque temps, il se vend à Paris sous le nom de *valérianate de zinc*, et à un prix tellement bas, qu'il défie toute concurrence, un produit d'une grande beauté qui n'est autre chose que du butyrate de zinc. C'est une fraude que nous croyons d'autant plus nécessaire de dévoiler qu'elle est pratiquée sur une si vaste échelle, qu'aujourd'hui presque tout le valérianate de zinc qui se trouve dans le commerce n'a de ce produit que le nom et les apparences.

Le butyrate de zinc, en effet, ressemble tellement au valérianate, qu'eu égard aux seules propriétés physiques, il est impossible de les distinguer. Ainsi, il se présente, comme ce dernier, sous la forme de paillettes légères, brillantes, nacrées, d'une blancheur éclatante ; sous le rapport des propriétés chimiques, leur distinction n'est guère plus facile à moins d'avoir recours à des opérations compliquées et praticables seulement

par des chimistes exercés, car outre leur peu de solubilité dans l'eau et l'alcool tous deux traités par les acides forts, donnent lieu à un acide gras, volatil, d'une odeur forte et désagréable, qui forme avec la baryte un sel soluble dans l'eau et l'alcool jouissant de la propriété singulière de tournoyer avec rapidité à la surface de l'eau, et qui fait naître dans l'acétate de plomb neutre un précipité huileux, etc., etc.

Comme le valérianate, le butyrate de zinc est odorant et quoique leur odeur diffère d'une manière sensible, la différence cependant n'est pas tellement tranchée qu'elle soit bien appréciable par des personnes peu habituées à manier ces produits.

Nous avons cru ces quelques détails nécessaires pour faire mieux comprendre ce qui doit arriver si, en imprégnant le butyrate de zinc d'essence de valériane, on parvient non-seulement à masquer entièrement l'odeur qui lui est propre, mais encore à lui faire acquérir celle de la valériane elle-même. Et nous sommes fortement portés à croire qu'il en a été ainsi du valérianate de zinc qui fait le sujet de cette note, car c'est précisément à cause de l'odeur d'essence de valériane qu'il dégage, que nous avons été conduits à élever des doutes sur sa nature et par suite à en faire l'examen.

Le procédé à l'aide duquel nous sommes parvenus à reconnaître la fraude que nous signalons est excessivement simple. Il est basé sur la différence d'action que les acides valérianique et butyrique exercent sur une dissolution concentrée d'acétate de cuivre. La réaction caractéristique est on ne peut plus nette et facile à saisir. Il résulte, en effet, des expériences de l'un de nous (Larocque) que, tandis que l'acide butyrique forme immédiatement dans la solution d'acétate de cuivre un précipité *blanc bleuâtre* qui en trouble la transparence, l'acide valérianique au contraire n'y produit aucun changement visible; mais par l'agitation il se transforme en gouttelettes d'apparence huileuse, verdâtres, qui en partie se précipitent, en partie viennent nager à la surface du liquide où elles s'attachent aux parois du vase à la manière des graisses. Ces gouttelettes qui sont du valérianate de cuivre anhydre persistent de 5 à 20 minutes et quelquefois même plus, puis elles se convertissent, en s'hydratant, en une poudre cristalline d'un bleu verdâtre.

Comme ces réactions ne se produisent d'une manière bien tranchée qu'autant que les acides valérianique et butyrique sont purs ou en solution concentrée, il importe donc d'extraire du sel que l'on veut examiner l'acide qu'il contient. Pour cela, on prend 3 à 4 grammes du valérianate à essayer, on le délaye dans un peu d'eau, puis on l'introduit dans une cornue tubulée à laquelle on adapte un petit ballon devant servir de récipient. On verse ensuite par la tubulure 2 à 3 fois le poids du sel soumis à l'expérience, d'acide sulfurique étendu de partie égale d'eau, on agite et on chauffe légèrement en ayant soin d'éviter autant que possible les soubresauts Bientôt il passe dans le récipient un liquide formé de presque tout l'acide du sel employé et d'un peu d'eau. C'est ce liquide qui sert ensuite à déterminer, au moyen du réactif que nous avons indiqué plus haut, la nature du produit sur lequel on a opéré.

Il convient de ne pas pousser trop loin la distillation et de ne recueillir au plus qu'un poids de liquide égal à celui du valérianate employé.

Nous avons essayé par ce moyen plusieurs valérianates de zinc dont nous suspections la bonne qualité, et les résultats que nous avons obtenus ont toujours été négatifs quant à la réaction propre à l'acide valérianique; chaque fois au contraire il s'est formé dans la solution cuprique un précipité qui en troublait la transparence. Nous avons répété ces essais avec différents échantillons de valérianate de zinc que nous avions préparés nous-mêmes à plusieurs reprises, et constamment la réaction caractéristique de l'acide valérianique s'est manifestée.

Nous avons voulu nous assurer aussi si la solution d'acétate de cuivre permettrait de reconnaître un mélange d'acide butyrique et d'acide valérianique, et les essais que nous avons entrepris dans ce but nous ont donné des résultats satisfaisants. Ainsi nous avons constaté qu'un mélange de ces deux acides en proportions très-diverses, déterminait dans l'acétate de cuivre les réactions qui sont propres à chacun d'eux. Mais les phénomènes ne se passent pas exactement de la même manière que lorsqu'on opère avec ces acides pris séparément. Dans ce dernier cas, la réaction est nette, immédiate : d'une part, formation d'un précipité avec trouble de la liqueur (acide butyrique); de l'autre,

production de gouttelettes huileuses graissant les parois du vase, sans que la liqueur perde sa transparence (acide valérianique). Dans le cas de mélange, au contraire, à moins que la proportion d'acide butyrique ne soit très-considérable par rapport à celle de l'acide valérianique, les résultats ne se produisent pas aussi promptement. Tout d'abord l'acide valérianique manifeste sa présence par la production des gouttelettes huileuses; mais la liqueur ne se trouble pas, ce n'est qu'au bout de 2 ou 3 minutes, si on l'agite avec un tube de verre, qu'on voit sa surface ainsi que les parois du vase et le valérianate de cuivre lui-même se recouvrir de paillettes cristallines, d'un bleu pâle, de butyrate de cuivre d'autant plus abondantes que la proportion de l'acide butyrique est plus grande. Pour éviter toute cause d'erreur dans les recherches de ce genre, il faut avoir soin d'opérer sur un léger excès de réactif, parce que l'acide valérianique déplace l'acide butyrique de sa combinaison avec l'oxyde de cuivre; cette remarque est importante, car on conçoit parfaitement que l'acide valérianique s'emparant d'abord de toute la base du réactif, il pourrait fort bien arriver que dans un mélange où l'acide butyrique n'existerait qu'en petite quantité, cet acide restât en liberté dans la liqueur sans produire la réaction qui le caractérise.

Sur l'essai du baume de copahu; par Oberdörffer, pharmacien à Hambourg.

Le baume de copahu a dans ces derniers temps mis les droguistes dans l'embarras par rapport aux exigences relatives à sa solubilité complète dans l'alcool, et on a souvent dû entendre dire que les exportateurs ne voudraient plus s'occuper de cet article dans le cas où on ne changerait pas son mode d'essai. Cette circonstance m'a engagé, à la demande d'une maison de commerce honorable de cette ville, à soumettre de nouveau ce sujet à une étude attentive.

Si on compare les différentes sortes de baume de copahu, qui se trouvent dans le commerce, anciennes et nouvelles, on y trouve une différence notable. Précédemment on ne recevait d'ordinaire que du baume parfaitement transparent, épais,

complétement soluble dans l'alcool, formant un savon transparent avec la potasse caustique, et laissant une résine cassante par une ébullition prolongée avec l'eau. Il était rare par conséquent d'en trouver de plus fluide; souvent il était plus consistant, plus épaissi par l'âge, et par l'agitation avec la dissolution d'alcali caustique, ce dernier donnait lieu plus difficilement et seulement après plusieurs jours à une séparation de savon transparent. Il fallait même quelquefois l'emploi d'une légère chaleur; aussi l'a-t-on souvent regardé à tort comme falsifié, malgré sa complète solubilité dans l'alcool. L'origine de cette dernière opinion, c'est que, à une époque où le baume de copahu était cher et où l'huile de ricin vieille était au contraire à meilleur marché, celle-ci avait plusieurs fois servi à la falsification du baume, falsification qui ne devenait manifeste que par le résidu demi-fluide, que laissait l'évaporation complète de l'huile essentielle; et le baume pur, épaissi, regardé comme falsifié par un mélange d'huile de ricin, était le seul que ce mode d'essai permît de justifier de ce soupçon.

Dans ces derniers temps le baume, importé principalement de Mexico et des Indes occidentales, vient très-fréquemment dans le commerce dans un état très-fluide et donne précisément lieu aux plaintes en question. La cause ne peut en être due qu'à sa grande jeunesse et à son peu de densité ou à une falsification, et dans la plupart des cas à la première circonstance.

M. Gerber a examiné en 1829 différentes sortes de baume de copahu. Il a trouvé:

	Dans le baume récent.	Dans le vieux baume.
Huile essentielle.	41,00	31,70
Résine jaune dure	51,38	53,68
Résine brune molle.	2,18	11,13
Eau et perte.	5,44	4,10

M. Stöckhardt a, l'année dernière, appelé l'attention sur un baume très-fluide, qui présentait toutes les propriétés d'un bon baume et dont deux échantillons tirés de sources différentes ont laissé après la dissipation complète de l'huile essentielle, l'un 42, l'autre 43,5 de résine jaune cassante, tandis que, suivant M. Gerber, le baume récent a donné 53,38, et le vieux baume 64,78 de résine sèche. Un baume fluide, dont l'étude

m'occupe en ce moment, n'a pas laissé, après une ébullition suffisamment prolongée avec l'eau, plus de 40 p. 0/0 d'une résine cassante parfaitement sèche.

Habitué pendant longtemps et uniquement au baume épais, on admet d'autant moins volontiers le baume liquide, qu'il est moins propre à la confection des masses pilulaires, pour lesquelles on l'emploie plus fréquemment aujourd'hui avec de la cire ou de la magnésie calcinée; et à cette circonstance est venue s'en joindre encore une autre; c'est que ce baume liquide donnait ordinairement des mélanges troubles avec l'alcool absolu, et ainsi d'après la lettre des pharmacopées, qui pour la plupart demandent une solubilité complète dans ce liquide, il a été déclaré impur.

Toutefois les plaintes des droguistes étaient assez nombreuses et assez fondées, pour qu'il fût bon d'examiner de nouveau l'action de l'alcool sur le baume liquide.

Les analyses comparatives ont donné une différence de 32 à 54 pour 100 dans la proportion de l'huile essentielle, et sous ce rapport, si sa fluidité ne dépend que de cette circonstance, le baume liquide peut être considéré comme plus actif que le baume épaissi.

Si l'on excepte l'essai par l'ébullition prolongée ou l'évaporation du baume à essayer, dans lequel la résine cassante qui reste fournit la seule preuve certaine de l'absence de mélange d'huile grasse ou de ricin, un autre essai isolé de réaction suffit rarement comme mode d'épreuve préliminaire. Ainsi quelque bonne que soit la méthode de l'agitation avec une dissolution d'alcali caustique, l'âge du baume, le nombre des agitations contribuent à introduire, dans la séparation plus ou moins rapide, plus ou moins complète du savon transparent, de petits changements qui, surtout avec le baume épais, peuvent aisément donner lieu à des méprises sur la pureté du baume. Mais l'action de l'alcool a été tout aussi insuffisante parce qu'elle ne permet pas de reconnaître un mélange d'huile de ricin et que de petits mélanges d'huiles grasses peuvent même échapper à l'essai.

En outre un grand nombre de sortes du baume de copahu fluide, qui vient aujourd'hui dans le commerce (non pas toutes), donnent également, sans qu'on puisse pour cela admettre une

falsification, naissance à un trouble par leur mélange avec de l'alcool absolu. Toutefois il se distingue manifestement de celui produit par les huiles grasses, en ce que le mélange, qui devient d'abord faiblement laiteux par l'agitation, laisse aussitôt séparer des flocons légers qui surnagent d'abord à la surface, se déposent plus tard au fond du vase et s'y durcissent de plus en plus, et bien que toujours en faible quantité, relativement à celle du baume examiné, ils restent après leur séparation par le filtre et leur lavage complet avec l'alcool, sous forme d'une substance blanchâtre, sèche, très-friable.

Elle n'est soluble ni à froid ni à chaud dans l'alcool, l'éther ou l'eau; la dissolution s'opère néanmoins avec facilité et complétement dans le pétrole. Elle fond aisément par la chaleur et se réunit en une masse résineuse blanc jaunâtre qui, chauffée plus fortement dans la cuiller de platine, brunit et brûle alors avec une odeur de caoutchouc et une flamme claire sans laisser aucun résidu. Cette substance se comporte donc comme une résine particulière, semblable à la partie du mastic insoluble dans l'alcool, qui peut être considérée comme un principe accidentel du jeune baume, puisque tous les jeunes baumes ne la renferment pas, ainsi que m'en a convaincu l'examen de différentes sortes importées directement dans cette ville du Para et d'autres contrées par New-York. De trois de ces sortes, qui étaient toutes également fluides, deux avaient la couleur jaune pâle du baume, la troisième était notablement plus brunâtre, comme du vin de Xérès foncé. Toutes trois étaient parfaitement claires et avaient une odeur forte, laissant assez également 40 à 42 pour 100 de résine sèche par l'ébullition. Mélangées avec deux parties de dissolution d'alcali caustique, toutes trois ont, après qu'on eût agité fortement et à plusieurs reprises, laissé séparer un savon clair; la sorte brunâtre a formé une dissolution parfaitement transparente et sans aucun trouble dans l'alcool absolu; les deux autres ont au contraire donné lieu à la séparation des flocons blanchâtres, résineux, mentionnée plus haut; leur quantité était faible et assez égale.

Si on recherche la cause de cette différence dans leur manière de se comporter, l'explication en paraît facile par l'âge et le degré de végétation de la plante; la multiplicité des espèces de copahi-

fères, qui nous fournissent le baume, peut aussi y introduire des différences. En tout cas un trouble de cette nature par l'alcool, notamment avec un baume jeune et fluide, ne peut pas être considéré comme une conséquence d'une falsification ; aussi les résultats à exiger de l'essai par l'alcool absolu, qui d'autre part démontre facilement la présence des huiles grasses, et ne doit pas par conséquent être complétement abandonné, devraient subir la modification suivante : « Par le mélange intime avec ce liquide, il ne doit pas se former au bout de quelque temps de dépôt d'une huile grasse fluide, tandis qu'un léger trouble floconneux ne doit pas faire rejeter le jeune baume, dès qu'il a offert du reste un état normal, exempt de falsification. » VALLET.

Formules.

Traitement topique de certaines maladies de la peau.

M. Cazenave prescrit souvent avec succès l'emploi de simples lotions acidulées contre certaines formes légères de l'acné, du lichen, du pityriasis, de l'herpès et même de l'eczema ; ou bien encore, et spécialement dans l'impetigo, par exemple, après avoir fait tomber les croûtes, il recourt avec avantage à l'application du soluté alumineux suivant :

Pr.	Alun.	8 grammes.
	Infusé de roses de Provins. . .	500 —

Mêlez et faites dissoudre S. A.

On peut porter la dose d'alun jusqu'à 12 grammes ; mais la lotion qui réussit le mieux contre ces diverses affections est sans contredit la suivante :

Pr.	Bichlorure de mercure. . . .	00 grammes	10 centigr.
	Chlorhydrate d'ammoniaq. .	00 —	10 —
	Emulsion d'amandes. . . .	250 —	00 —

M. et F. D. S. A.

Lorsque, dans l'eczema, l'éruption est tout à fait chronique, M. Cazenave fait pratiquer des lotions fréquentes avec le mélange suivant :

Pr.	Acide azotique.	25 gouttes.
	Acide chlorhydrique.	25 —
	Eau distillée.	300 grammes.

Mêlez par agitation. (*Gaz. méd.* 1846.)

Sur l'association du bichlorure de mercure à la pommade stibiée d'Authenrieth; par le Dr Bertini.

Cette modification consiste dans la formule suivante :

Pr. Axonge.	48	grammes	00	centigr.
Tartre stibié en poudre fine.	8	—	00	—
Bichlorure de mercure. . . .	00	—	30	—

M. et F. S. A. une pommade d'une homogénéité parfaite.

M. Bertini a très-souvent employé dans sa pratique la pommade d'Authenrieth ainsi additionnée, et il affirme qu'après la troisième friction au plus tard, il a vu se développer des boutons nombreux et promptement suppurés.

Ce médecin assure n'avoir jamais observé que l'addition du sel mercuriel ait donné lieu au ptyalisme, pas plus qu'à la formation d'escarres sur les téguments soumis aux frictions (*Gaz. des Hôpit.*, 1846, n° 56).

Je me permettrai de faire, à propos de ce médicament, deux remarques critiques :

La première, c'est qu'il n'est pas réellement, comme l'annonce son titre, une association du sublimé à la pommade d'Authenrieth, celle-ci contenant en réalité, non pas un *sixième*, comme dans la pommade ci-dessus, mais un *quart* d'émétique.

La seconde, c'est qu'il est à craindre que le sublimé, appliqué sur les surfaces dépouillées d'épiderme, n'entraîne des accidents toxiques.

Pour conclure, je pense que cette formule ne pouvant offrir aucun avantage réel sur l'ancienne, et exposant de plus qu'elle à des accidents, doit être rejetée.

Dr E. B.

Revue Médicale.

Du danger des pâtes mercurielles pour le plombage des dents; par le docteur Talma.

Les effets que le mercure donné à l'intérieur produit sur les dents sont bien connus des praticiens. Même lorsqu'il n'a pas été porté à une dose capable de produire la salivation, il n'est pas rare d'observer, à la suite de son usage prolongé, l'altération de la couleur des dents. Elles prennent alors une teinte grisâtre, plombée, et qu'on pourrait appeler mercurielle. Le bord libre des gencives s'irrite, s'ulcère, et les dents déchaussées deviennent saillantes, vacillent et tombent. Dans ces circonstances, les caries les plus légères deviennent promptement douloureuses à un point excessif; aucun topique ne peut calmer les souffrances, il faut recourir à l'extraction.

Il est facile de pressentir les effets désastreux que doit occasionner le plombage des cavités dentaires avec des pâtes dans la composition desquelles entre le mercure. Comme ce métal s'évapore par suite de la chaleur de la bouche, on conçoit que, se trouvant en contact avec une surface dont la vascularité est augmentée, son absorption y soit extrêmement rapide. Il passe donc rapidement dans le tissu de la dent, et y détermine les mêmes phénomènes d'irritation et de maladie que s'il avait été administré à l'intérieur ou en frictions.

Il est surtout une pâte dont l'usage est très-répandu pour le plombage, et qui donne souvent lieu à des accidents. Préconisée depuis 1819 sous le nom de *mastic de Bell*, appelée plus tard *pâte d'argent de Taveau*, elle a reçu dans ces derniers temps le nom de *mineral succedaneum*. Elle se compose d'un amalgame où le mercure est combiné avec de l'argent, qui ordinairement contient une certaine proportion de cuivre. Comme ce mélange peut être introduit à l'état mou, et qu'il se durcit assez promptement ensuite par l'évaporation du mercure, l'opération est d'une grande facilité, et il n'est pas étonnant que la simplicité du procédé ait séduit un grand nombre de praticiens. Mais plus la coutume est accréditée, plus il est important que ceux qui la suivent aveuglément soient avertis des fâcheux effets qu'elle peut avoir.

M. Talma cite à l'appui de sa manière de voir des faits nombreux qui démontrent que l'amalgame d'argent, introduit dans les dents cariées, peut déterminer la salivation, l'inflammation des gencives, et même des accidents nerveux assez graves ; que de plus, le mercure a l'inconvénient de communiquer aux dents une teinte grisâtre, plombée, extrêmement désagréable.

Il est à remarquer en outre que la pâte mercurielle est non-seulement dangereuse, mais encore infidèle dans ses résultats. En effet l'amalgame dont on se sert devient poreux par l'effet de la disparition du mercure, et il en résulte que les matières alimentaires s'insinuent entre les parois de la cavité morbide et le corps obturateur, de façon que celui-ci se détache graduellement, et cesse de remplir le but auquel il est destiné. Il ressort de ceci que les amalgames ne doivent jamais être employés pour plomber les dents, et qu'il faut leur préférer les matières peu altérables et capables de fermer exactement la cavité dentaire.

L'or et l'étain remplissant parfaitement ces conditions, doivent seuls être employés par les dentistes dans les cas de carie. (*Gazette médicale*, n° 10, 1846.)

De l'action des huiles grasses sur l'économie animale; par MM. Kluge et Thierfelder. — Depuis quelques années, l'usage des huiles de poisson, ou plus exactement des huiles de foie de *morue* et de *raie* s'est introduit en France, d'après les indications favorables fournies par les médecins

allemands. On prescrit fréquemment ces agents médicamenteux dans les cas de rachitisme et de scrofule, et même, dans ces derniers temps, on a préconisé leur emploi contre la phthisie pulmonaire.

Nous pensons qu'il est utile, en raison de la tendance très prononcée de la période thérapeuthique dans laquelle nous vivons à exagérer les doses, et à multiplier sans motifs graves les indications de certains médicaments nouveaux, qu'il est utile, disons-nous, de montrer que l'abus des huiles employées dans les maladies pourrait entraîner de graves inconvénients.

En effet, MM. Kluge et Thiernesse, qui ont expérimenté l'huile d'olives et celle de raie sur quelques animaux, ont reconnu que ces subtances, données à doses élevées, ou trop longtemps continuées, pouvaient compromettre la vie.

Voici les faits les plus saillants qui ressortent du travail de ces auteurs :

D'après eux, l'huile d'olives et l'huile blonde de raie agiraient d'une manière analogue, introduites dans l'estomac ou injectées dans les veines.

L'huile de raie brune, non clarifiée, injectée dans les vaisseaux à sang noir, provoque un trouble tel dans la circulation, que l'asphyxie en est le résultat immédiat.

Les huiles grasses, de quelque manière qu'on les administre, ont une tendance naturelle à se déposer dans le foie, les poumons et les reins, et à déterminer la transformation graisseuse de ces organes.

Ces huiles, introduites directement dans le tube digestif, à doses croissantes, déterminent une inflammation mortelle des poumons.

En raison des circonstances relatées jusqu'ici, les deux auteurs insistent avec une grande justesse sur la nécessité de ne pas augmenter, sans motifs légitimes et sans essais répétés, les doses d'huiles grasses. En effet, ces agents thérapeuthiques précieux pourraient, dans des mains inexpérimentées, occasionner des accidents graves. Aussi ne devrait-on pas permettre aux personnes étrangères à l'art de guérir, de les ordonner aux autres, ou d'en user sans direction.

Les deux auteurs terminent leur travail en formulant la proposition suivante :

L'huile de poisson, de couleur foncée, doit être proscrite par les médecins, quand même les forces digestives pourraient détruire ou faire disparaître ses effets pernicieux. (*Gazette médcale de Paris.*)

Une seule des conclusions de MM. Kluge et Thiernesse me paraît évidemment erronée, c'est celle qui consiste à proscrire l'huile de foie de raie *brune* comme éminemment dangereuse.

D'abord, sur quoi se fondent ces deux auteurs pour formuler cet arrêt? Sur des expériences qui leur ont montré que l'huile de foie de raie, *impure*, injectée dans les veines d'un animal, l'asphyxie promptement. — Mais si ces messieurs, au lieu de mêler directement le liquide au sang, l'avaient introduit dans l'estomac, ils auraient obtenu un ré-

sultat diamétralement opposé, c'est-à-dire qu'ils auraient vu l'huile brune, être digérée facilement et sans déterminer aucun symptôme fâcheux; introduite dans les veines, au contraire, ses impuretés devaient nécessairement obstruer les capillaires et produire l'asphyxie.

Chez les enfants, c'est constamment l'huile de foie de morue brune qu'on emploie, et cependant, jamais que je sache, il n'en est résulté le moindre inconvénient; et loin qu'on redoute, dans les pharmacies, l'huile de couleur *brune*, c'est elle qu'on recherche de préférence à la *blonde*.

En résumé, on ne doit donner à l'intérieur les huiles grasses qu'avec circonspection, en évitant des doses trop fortes et un usage trop prolongé, dans la crainte d'inflammation des poumons, et de transformation graisseuse du foie, des poumons et des reins.

Congrès médical de France.

HUITIÈME ARTICLE.

Parmi les vœux émis par la section de Pharmacie, il en est un que le gouvernement et les chambres pouvaient réaliser immédiatement, celui qui avait pour but le rétablissement de la chaire de botanique supprimée en 1840 à l'école de Pharmacie de Paris. M. le ministre de l'instruction publique reconnaissant tout ce qu'il y avait de fondé dans cette réclamation des Pharmaciens, s'est empressé de porter au budget une somme de 4,000 fr. pour une chaire de botanique, et la Commission du budget ayant approuvé cette demande, la chambre des députés vient d'y faire droit par un vote, dans sa séance du 26 mai.

C'est là un résultat important et qui doit être attribué tout entier à l'influence du congrès, car assurément, sans cette grande manifestation, l'école de Pharmacie serait longtemps encore restée dans la situation que lui a faite l'ordonnance royale de 1840.

Nous espérons que cet évident témoignage de la sympathie des pouvoirs publics pour les vœux du corps médical, inspirera à nos collègues des départements une nouvelle confiance dans l'avenir de nos institutions; et qu'ils se rallieront avec ardeur aux mesures que la Commission permanente leur propose dans sa circulaire n° 4, qu'elle vient d'adresser à tous les adhérents.

Dans cette circulaire, la Commission, après avoir retracé en peu de mots le sujet et le but de ses trois précédentes publi-

cations, appelle l'attention de tous les médecins, pharmaciens et vétérinaires de France sur les élections générales qui se préparent, il recommande à leur zèle deux moyens qui doivent leur assurer pour la session prochaine, la promulgation de cette loi si impatiemment attendue qui leur a encore échappé cette année.

« D'abord, dit la commission, il faut qu'au moment des élections générales, tout adhérent au congrès emploie toute son influence personnelle directe ou indirecte, pour faire connaître aux candidats à la députation, la légitimité de nos griefs, l'urgence de nos vœux....

» Les actes du congrès que vous allez avoir entre les mains, et dont la Commission vous engage à bien vous pénétrer, vous fourniront tous les motifs, tous les arguments que vous pourrez faire valoir pour édifier votre député sur les questions qui vous intéressent. Un exemplaire en sera remis à chaque député lui-même, dès le début de la session prochaine, par les soins de la Commission permanente, qui ne manquera pas de faire ici toutes les démarches nécessaires.

» 2° Ces moyens tout individuels dont la Commission vous engage avec instance à vous servir, doivent être appuyés, fortifiés par des mesures générales, et qui puissent impressionner plus vivement encore les législateurs.

» Après mûre réflexion, la Commission a pensé qu'une pétition immense et collective, présentée à la Chambre des députés par un de ses membres dès le début de la session prochaine, serait un moyen d'une grande puissance pour agir aussi bien sur les bonnes dispositions des ministres que sur le zèle des députés.

» A cet effet, la Commission a rédigé et a l'honneur de vous transmettre un projet de pétition que vous trouverez ci-après.

» Pour que cette pétition se présente avec autorité devant la Chambre, il faut qu'elle se couvre de signatures aussi nombreuses que possible. La Commission ne doute pas que les six mille adhérents au Congrès ne prouvent qu'ils sont restés fidèles à leurs convictions en y apposant leur signature, mais elle espère, en outre, que, par leur exemple et par leurs démarches, ils gagneront à notre cause ceux de nos confrères qui sont restés étrangers à cette manifestation, et que cette pétition pourra être considérée comme l'expression unanime du Corps médical de la

France. Ici chacun de nous doit faire une honorable propagande dans l'intérêt général ; le but est grand et utile, le moyen parfaitement légal ; nous pouvons donc tous marcher avec confiance et sans aucune appréhension. »

La circulaire n° 5 à laquelle la Commission travaille en ce moment, vous présentera le tableau consolant de tous les efforts qui ont été faits en France pour réaliser les derniers vœux du congrès, ceux qui se rapportent à l'association médicale ; et les résultats vraiment remarquables qui ont été déjà obtenus.

Dans la circulaire n° 6, qui la suivra immédiatement, la Commission rendra compte aux adhérents de l'emploi des fonds provenant de la cotisation pour le congrès.

Notre prochain numéro contiendra le projet de pétition que nous nous faisons un devoir de recommander à tous nos confrères.

F. B.

Bibliographie.

Manuel complet de médecine légale, 4e édition ; par J. Briand, docteur en médecine, et Ernest Chaudé, docteur en droit, contenant un traité élémentaire de chimie légale, par H. Gaultier de Claubry, docteur ès sciences, professeur à l'École de pharmacie, répétiteur à l'École polytechnique, membre du conseil de salubrité, etc. Paris, chez Bernard Neuhaus, rue neuve Racine, n° 16.

Trois *éditions* successives de cet ouvrage ont déjà si bien établi sa réputation, que nous aurions peu de chose à dire de la quatrième *édition* que nous annonçons aujourd'hui, si les auteurs, désireux de donner aux questions qui sont du domaine spécial de la chimie tout le développement qu'elles réclament, ne s'étaient adjoint un troisième collaborateur ; M. Gaultier de Claubry.

Membre du conseil de salubrité depuis un grand nombre d'années ; fréquemment appelé, soit devant les tribunaux, soit devant les autorités administratives, soit dans l'intérêt du commerce ou des fortunes privées, à résoudre les problèmes qui exigent l'application des connaissances chimiques, M. Gaultier de Claubry offrait toutes les garanties d'une longue expérience sur le sujet qu'il était appelé à traiter ; aussi, bien que fort resserré dans le cadre qui lui était imposé par le plan général de ce Manuel, il a pu réunir dans un espace de deux cents pages toutes les notions vraiment essentielles pour l'étude pratique de la *chimie légale*. C'est, en effet, sous le titre de *Chimie légale* que s'annonce cette partie de l'ou-

vrage dont la rédaction a été confiée à M. Gaultier, et dont nous nous occuperons exclusivement. Ce nom nouveau nous paraît heureusement choisi pour caractériser les applications de la chimie proprement dite à l'instruction des affaires criminelles et aux diverses questions d'intérêt public ou privé, de salubrité, de droit administratif, qui ne peuvent être résolues que par cette science. Car, il est juste de le reconnaître, l'ensemble des connaissances que l'on désigne aujourd'hui sous le nom de *médecine légale*, n'est pas du domaine exclusif de la médecine.

S'il appartient, en effet, au médecin de déterminer la nature des accidents éprouvés par les individus chez lesquels on peut soupçonner l'ingestion du poison, de constater les lésions produites pendant la vie ou celles que peut faire découvrir l'autopsie, c'est nécessairement au chimiste qu'on doit en appeler lorsqu'il s'agit d'examiner des restes de poison, ou de rechercher la présence d'un agent toxique dans des produits de vomissements, dans les diverses substances extraites d'un cadavre, ou de constater, à l'aide des réactifs, des altérations d'écritures, des falsifications frauduleuses de substances alimentaires, ou de produits employés soit en pharmacie, soit dans les arts ou l'économie domestique. Ces applications de la chimie sont évidemment d'une haute importance et par la délicatesse des expériences qu'elles réclament, et par la gravité des conséquences qu'entraîne le plus souvent le jugement des experts. Ce n'est donc pas trop de toute l'habileté d'un homme, qui s'est consacré tout entier à l'étude de la chimie, pour donner à cet égard des garanties suffisantes à la société, et si parmi les médecins il en est quelques-uns que des études spéciales ont exercés aux *recherches* de chimie légale, c'est une honorable et rare exception, mais elle ne saurait en aucune manière justifier la prétention de maintenir cette branche de la science dans le domaine exclusif de la médecine.

Cette vérité, qui devient chaque jour plus évidente, est si bien reconnue aujourd'hui des magistrats eux-mêmes, que depuis quelques années ils prennent l'habitude d'associer un chimiste à un médecin dans le choix des experts. Nous ne saurions trop unir nos vœux à ceux de M. Gaultier de Claubry pour les *engager* de plus en plus dans cette voie.

Que si nous examinons maintenant sous quel point de vue l'auteur a considéré la chimie légale, nous voyons qu'il a divisé son sujet en onze chapitres différents, dont il nous suffira d'énoncer les titres pour en faire ressortir l'importance et la distribution judicieuse.

Le premier chapitre a pour objet la conservation des substances recueillies en cas d'empoisonnement ; le deuxième, les vases, appareils et les autres objets nécessaires pour la recherche du poison ; le troisième, les réactifs et les divers produits employés dans les expertises ; le quatrième, les substances toxiques retrouvées en nature ; le cinquième, la recherche des poisons dans les matières suspectes ; le sixième, la recherche dans les cendres d'un foyer des restes d'un cadavre brûlé ; le septième, la déter-

mination de la nature des tâches qui se trouvent à la surface de vêtements, d'objets de literie, de meubles ou d'armes; le huitième, la couleur des cheveux et de la barbe; le neuvième, les moyens de déterminer à quelle époque une arme a été chargée; le dixième, l'altération des écritures, des monnaies et des alliages précieux; le onzième, enfin, les expertises en matière correctionnelle, civile, commerciale et administrative.

Nous aurions été heureux de pouvoir donner à nos lecteurs une idée exacte de la manière dont M. Gaultier a traité ces nombreux et graves sujets: en empruntant à son livre quelques citations textuelles, nous aurions voulu montrer avec quelle attention il s'est attaché à décrire les divers procédés d'analyse, à entrer dans les détails les plus minutieux des expériences, et en un mot à prémunir contre toutes chances d'erreurs les chimistes les moins exercés aux expertises, mais les limites de cet article nous obligent à y renoncer; nous nous bornerons, non sans regret, à dire que le *Manuel de Chimie légale* est une œuvre vraiment pratique, exécutée avec un soin consciencieux et digne de la réputation de son auteur. F. Boudet.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 6 mai 1846.

Présidence de M. Vée.

La Société reçoit une lettre de M. Derosne, qui prie la Société de vouloir bien accepter sa démission de membre résidant et lui conférer le titre de membre honoraire.

M. Hurault, pharmacien à Paris, écrit à la Société pour la prier de l'admettre au nombre des candidats à la place vacante, par suite de la démission de M. Derosne. A l'appui de sa demande, il envoie une thèse soutenue à l'École de Pharmacie, en 1839, et un travail entrepris récemment avec M. Larocque, sur les falsifications du valérianate de zinc.

M. Gaultier de Claubry fait remarquer que ce dernier travail présente un intérêt de circonstance, puisqu'on trouve aujourd'hui, dans le commerce, beaucoup de prétendus valérianates qui ne sont que des butyrates.

M. Calloud, ancien interne des hôpitaux, envoie une note ayant pour titre: Action du ferrocyanure de potassium sur le tartrate et le citrate de fer, et action de l'acide citrique simultanément avec l'am-

moniaque sur le bleu de Prusse. — Entre autres faits curieux, cette note signale l'action du tartrate d'ammoniaque qui dissout le bleu de Prusse, celle du tartrate neutre de potasse qui le fait passer au blanc, et celle de la crême de tartre qui en opère la décomposition. Ce travail est renvoyé à MM. les rédacteurs du Journal de Pharmacie.

M. Berthet, interne des hôpitaux, fait hommage à la Société d'une brochure, dans laquelle il indique un nouveau procédé pour doser l'iodure de potassium en dissolution dans l'eau. Ce procédé, qui paraît facile et rigoureux, consiste dans l'emploi simultané de l'iodate de soude et de l'acide sulfurique.

MM. Lefort, pharmacien à Gannat, et Dominé, pharmacien à Laon, envoient leurs remercîments à la Société pour le titre de correspondants qu'elle leur a conféré dans une de ses dernières séances.

La correspondance imprimée se compose :

1° D'un numéro du Répertoire de Pharmacie de Buchner.

2° D'un numéro du Journal de Pharmacie et de Chimie.

3° De deux numéros des Archives de Pharmacie de Wackenroder.

4° De trois numéros du Journal de Pharmacie du midi.

5° D'une brochure intitulée : Histoire de l'arthrite blennorrhagique, par le docteur Foucard.

6° D'une note de M. Soubeiran sur le glucose et sur le sucre des fruits.

7° D'un mémoire botanico-chimique sur le solanum tuberosum, par Luigi Rasino.

8° De nouvelles expériences sur le chaulage des blés, par M. Girardin.

9° Enfin d'une brochure du docteur Tanchou, portant pour titre : Enquêtes sur l'authenticité des phénomènes électriques d'Angélique Cottin.

M. Warington est élu membre correspondant étranger.

M. Bussy rend compte des séances de l'Institut. — A l'occasion d'une lettre de M. Sacc sur la rapidité avec laquelle l'huile d'œuf absorbe l'oxygène de l'air, M. Gobley donne, sur son précédent travail, quelques explications nouvelles desquelles il résulte que les corps, qu'il a signalés dans le jaune d'œuf, ne sont pas des produits de l'action oxygénante de l'air, comme le pense M. Sacc.

M. Bouchardat rend compte du travail qu'il a présenté à l'Institut, sur l'influence du sol, relativement à l'action des poisons sur les plantes. L'auteur a cru pouvoir conclure que la bonne terre est favorable aux plantes, non-seulement parce qu'elle leur fournit des

matériaux utiles, mais encore parce que, dans certaines limites, elle s'oppose à l'absorption des principes nuisibles.

M. Boutigny expose à la Société une réaction très-curieuse qui se produit lorsqu'on suspend du chlorure mercureux cristallisé, dans l'intérieur d'un flacon au fond duquel on a mis de l'iode. Au bout de quelque temps, on voit le chlorure mercureux prendre une teinte rouge qui augmente progressivement de la circonférence au centre, sans que pour cela la forme cristalline soit modifiée. Le sel nouveau qui résulte de cette combinaison, est caractérisé par une fixité pour ainsi dire absolue. De là résulte qu'on peut le fondre et le couler sans qu'il se dissipe en vapeurs, et cela quelle que soit la température.

Le même membre présente à la Société un siphon en verre à trois branches, qu'il construit très-facilement et très-simplement, et qui se recommande surtout par la modicité de son prix.

M. Foy lit un rapport sur les recherches auxquelles M. Decaye a soumis le lichen carraganen. Il propose que des remercîments lui soient adressés par la Société ; que son travail soit déposé aux archives ; enfin, que la Société prenne en considération la faveur qu'il sollicite d'être admis comme membre résidant. Ces conclusions sont adoptées par la Société.

M. Caillot communique à la Société les détails d'un procédé qu'il a imaginé pour convertir en gelées des substances de nature grasse ou résineuse, particulièrement le baume de copahu, l'huile de ricin. En agitant la substance avec une solution d'ichthyocolle en proportion convenable, et opérant à une température qui n'excède pas 50 degrés, il obtient une masse de consistance gélatineuse, et d'apparence émulsive.

M. Poumarède lit à la Société un travail qu'il a entrepris sur la réduction du fer, et des métaux analogues.

Le procédé expérimental de M. Poumarède consiste à mettre du zinc chimiquement pur dans une dissolution très-concentrée de perchlorure de fer également pur. Bientôt on voit le zinc noircir à sa surface, et se recouvrir d'un dépôt métallique ; en agitant pour détruire l'action galvanique, on obtient, au bout de quelques instants, du fer extrêmement divisé et de la plus grande pureté.

Diverses observations sont présentées par MM. Soubeiran, Bussy, Buignet, etc.. Les deux premiers membres sont ensuite désignés pour examiner le travail de M. Poumarède, et en rendre compte à la Société.

M. F. Boudet lit un rapport, au nom de M. Blondeau et au sien, sur la demande de souscription au monument de Bichat, qui a été

adressée à la Société de Pharmacie par M. Amédée Forget. Après avoir rappelé très-succinctement l'importance du congrès médical, et la cérémonie touchante qui a terminé sa session, le rapporteur propose que chaque membre abandonne son jeton de présence à titre de souscription.

M. Guibourt propose, par amendement, de voter une somme de cent francs. Cet amendement est appuyé par M. Gaultier de Claubry. Il est mis aux voix et adopté par la Société.

M. Mialhe fait un rapport favorable sur les titres et antécédents de M. Louis Figuier, et conclut à son admission comme membre résidant de la Société. L'élection aura lieu dans la séance prochaine.

M. Foy lit un rapport également favorable sur les titres et antécédents de M. Decaye. Il conclut de même à ce que la Société veuille bien l'admettre comme membre résidant.

Après une discussion de quelques instants, la Société décide, par son vote, qu'elle procédera aux deux élections dans la séance prochaine.

Chronique.

Sur le rapport de M. le ministre de l'instruction publique, MM. Guibourt, professeur à l'école de Pharmacie; M. Félix Boudet, agrégé à l'école de Pharmacie; M. Henry (Ossian), chef des travaux chimiques de l'Académie de médecine, et M. Boutigny (d'Évreux), ont été nommés chevaliers de la Légion d'honneur.

M. Serres, membre de l'Institut, président du congrès médical, a été élevé au grade de commandeur de la Légion d'honneur; M. le docteur Amédée Latour, secrétaire général du congrès, a été nommé chevalier de la Légion d'honneur.

ERRATUM.

A la page 359, ligne 32, numéro de mai, *au lieu de* sesqui-iodure, *lisez* sesqui-oxydo-iodure de fer.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

PELOUZE.—Dosage du cuivre.

M. Pelouze a proposé une méthode (1) qui joint une grande précision à une exécution rapide; elle consiste à doser le cuivre d'après un procédé semblable à celui que M. Gay-Lussac a fait connaître pour l'analyse des alliages d'argent, et se fonde principalement sur des phénomènes de précipitation et de décoloration simultanées.

M. Pelouze avait d'abord espéré qu'en modifiant le *sucre de canne* par les acides, il pourrait en faire des liqueurs titrées, avec lesquelles il chercherait à apprécier les proportions de cuivre renfermées dans un alliage, en traitant celui-ci successivement par l'acide nitrique, l'acide tartrique et la potasse; mais il a dû abandonner ce procédé dont les résultats ne sont pas sûrs.

Une dissolution titrée de *protochlorure d'étain* lui a donné des résultats beaucoup plus exacts. Voici en quoi consiste cette seconde méthode. On dissout un poids donné de cuivre, 1 gramme, par exemple, dans l'acide nitrique, et l'on ajoute successivement à la liqueur des solutions d'acide tartrique et de potasse caustique : de la sorte on obtient une dissolution d'un bleu très-intense, dans laquelle on verse, pendant qu'elle est bouillante, une dissolution étendue de protochlorure d'étain. Le protoxyde d'étain, éliminé par l'alcali, absorbe la moitié de l'oxygène de l'oxyde de cuivre, et précipite ce métal à l'état de protoxyde insoluble. La décoloration de la liqueur devient l'indice de la fin de l'expérience.

L'étain, le zinc, le plomb, l'arsenic, l'antimoine qui peuvent se trouver dans les alliages de cuivre, n'altèrent pas la réaction précédente, car ils forment des oxydes ou des acides qui restent en dissolution dans la potasse.

Cependant M. Pelouze préfère l'emploi des *monosulfures alcalins*, et particulièrement de celui de sodium (hydrosulfate de soude cristallisé et incolore, qui se trouve dans le commerce); de même, il fait la dissolution du cuivre au sein de l'ammoniaque,

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 182.

qui en exalte beaucoup plus la couleur que l'acide tartrique et la potasse. On dissout 1 gramme de cuivre bien pur dans 7 à 8 centigrammes d'acide nitrique du commerce, on étend la dissolution d'un peu d'eau, et l'on y verse un excès d'ammoniaque (20 ou 25 centigrammes); on a ainsi une dissolution d'un bleu très-intense. De l'autre côté, on dissout dans l'eau du sulfure de sodium (cette dissolution peut varier de titre sans inconvénient; on mettra, par exemple, 110 grammes dans 1 litre d'eau distillée), on l'introduit dans une burette graduée et divisée en dixièmes de centimètre cube; on porte la liqueur ammoniacale à l'ébullition, on y ajoute peu à peu de la liqueur sulfureuse, et l'on voit combien il faut de divisions pour décolorer 1 gramme de cuivre; on a ainsi une liqueur normale d'un titre connu; ensuite on dissout dans l'acide nitrique ou l'eau régale l'alliage qu'il s'agit d'analyser (par exemple, 1gr.,100); on sursature la solution par de l'ammoniaque, on la porte à l'ébullition, et l'on y verse jusqu'à décoloration la liqueur précédemment titrée de sulfure de sodium, en ayant soin d'ajouter de temps en temps de l'ammoniaque étendue, afin de remplacer celle qui s'évapore. L'affaiblissement de la teinte bleue indique facilement à l'opérateur que la fin de l'expérience est plus ou moins prochaine, et il a soin de verser goutte à goutte les dernières portions de sulfure.

Ce mode d'opérer suffit dans la plupart des cas, il ne comporte pas une erreur de plus de 5 ou 6 millièmes; mais on arrive à une exactitude plus grande encore, en achevant la décoloration de la liqueur bleue avec une dissolution très-faible de sulfure, avec une liqueur renfermant, par exemple, par centimètre cube, la quantité de sulfure nécessaire pour précipiter 2 milligrammes de cuivre.

M. Pelouze a fait des expériences nombreuses pour s'assurer que la présence des métaux (étain, zinc, cadmium, plomb, antimoine, fer, arsenic, bismuth) qu'on trouve ordinairement alliés au cuivre, n'apportait aucune perturbation dans le dosage de celui ci. Les résultats très-satisfaisants qu'il a obtenus, lui font penser que ce procédé, si expéditif et d'une exécution si facile, passera dans la pratique.

Le mémoire de M. Pelouze renferme plusieurs autres faits intéressants. Il rectifie, par exemple, une erreur propagée dans tous

les traités de chimie, où l'on admet qu'en versant un sulfure soluble dans une dissolution chaude d'un sel de cuivre il se précipite du bisulfure; le précipité est, selon M. Pelouze, un oxysulfure. Quand on fait bouillir du bisulfure de cuivre bien lavé avec du sulfate de cuivre, le sulfure enlève tout l'oxyde à ce sel, et ne laisse plus dans l'eau que de l'acide sulfurique libre et pur.

Il eût été impossible de doser le cuivre avec des liqueurs titrées de sulfures alcalins, si l'ammoniaque n'empêchait pas aussi la précipitation du cuivre par les hyposulfites que les sulfures renferment souvent; les expériences de M. Pelouze mettent également ce fait hors de doute.

M. Pelouze se propose de développer davantage la nouvelle méthode de dosage de cuivre, dans un autre mémoire ou il indiquera les applications très-diverses dont elle lui paraît susceptible.

WOEHLER. — Séparation de l'urane d'avec le nickel, le cobalt et le zinc.

Après avoir extrait l'oxyde d'urane du minerai d'après le procédé usuel, on le dissout dans le carbonate d'ammoniaque, on y ajoute peu à peu et avec précaution du sulfhydrate d'ammoniaque, tant qu'il se forme un précipité noir; par ce moyen le nickel, le cobalt et le zinc sont complétement séparés sans qu'il se précipite d'urane.

BARRESWILL. — Séparation du cobalt et du manganèse.

A la dissolution du cobalt et du manganèse on ajoute un grand excès de carbonate de baryte qui est destiné à s'emparer de l'acide mis en liberté par l'action de l'hydrogène sulfuré sur le sel métallique, et à maintenir ainsi dans la liqueur une parfaite neutralité; ensuite on fait passer dans le mélange de l'hydrogène sulfuré à refus; on jette le tout sur le filtre qui retient le cobalt, tandis que le manganèse reste dans la dissolution.

A. WURTZ. — Composition des hypophosphites et des phosphites.

Dans les *Comptes rendus* de 1845 (p. 300), nous avons déjà fait

connaître les principaux résultats de M. Wurtz sur les phosphites et les hypophosphites; nous y ajouterons aujourd'hui quelques autres faits que nous empruntons au mémoire complet publié par ce chimiste dans les *Annales de chimie et de physique*, t. XVI, p. 190.

Il résultait déjà des premières expériences de M. Wurtz que les hypophosphites sont des sels monobasiques dont la composition se représente d'une manière générale par

$$[P(MH^2)O^2].$$

Cette composition ayant été contestée par MM. Berzélius et H. Rose, M. Wurtz s'est livré à de nouvelles expériences qui confirment en tout point ses premières conclusions. Il a préparé presque tous ces sels par double décomposition avec les sulfates solubles et l'hypophosphite de baryte. Le moyen le plus économique de se procurer ce dernier sel consiste à faire bouillir une solution de sulfure de barium avec du phosphore jusqu'à ce que tout dégagement de gaz ait cessé.

L'*hypophosphite de potasse* s'obtient en tables hexagonales résultant de la double troncature d'un rhomboèdre; il est anhydre et renferme

$$[P(KH^2)O^2].$$

Il est fort déliquescent, très-soluble dans l'alcool faible, moins soluble dans l'alcool absolu, et insoluble dans l'éther. Il ne perd pas d'eau à 100°.

L'*hypophosphite d'ammoniaque* cristallise en lames irrégulièrement hexagonales; il est moins déliquescent que le sel de potasse, et inaltérable à 100°. Vers 200° il fond en un liquide transparent, sans perdre d'eau, et se prend en une masse cristalline par le refroidissement. Ce n'est qu'à 240° qu'il se décompose en laissant dégager, comme les autres hypophosphites, un peu d'eau et de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable. Il renferme

$$[PH^3O^2,NH^3].$$

L'*hypophosphite de strontiane* cristallise en petits mamelons, formés par de petites lames juxtaposées autour d'un centre commun. Ces cristaux sont inaltérables à l'air, et ne perdent pas d'eau à 100°; ils sont très-solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool, et contiennent

$[P(SrH^2)O^2]$.

L'*hypophosphite de magnésie* cristallise, comme M. H. Rose l'a déjà observé, en octaèdres réguliers très-brillants qui s'effleurissent dans l'air sec. L'analyse de M. Wurtz s'accorde avec celle du chimiste de Berlin, et donne pour ce sel la formule

$$[P(MgH^2)O^2 + 3\ aq.].$$

A 100°, il perd 34,08 pour 100 d'eau, ce qui ne ferait que 2 1/2 éq.; les dernières parties d'eau de cristallisation (10,9 pour 100) ne s'en vont qu'à 180°. Reste à savoir si le sel ne perdrait pas à 100° tous les 3 éq. par la dessiccation dans un courant d'air sec.

M. Wurtz a obtenu l'*hypophosphite de zinc* sous deux formes différentes. Il cristallise tantôt en octaèdres réguliers très-efflorescents, tantôt en petits cristaux rhomboédriques, inaltérables à l'air. Lorsqu'on soumet à l'évaporation spontanée une dissolution modérément concentrée de cet hypophosphite, ce sont les premiers cristaux qui paraissent se former de préférence. Ils sont tellement efflorescents, qu'ils perdent de l'eau pendant qu'on les comprime entre des feuilles de papier pour les soumettre à l'analyse; ils renferment

$$[P(ZnH^2)O^2 + aq.].$$

Le sel rhomboédrique ne renfermerait que 1/2 équivalent d'eau dans cette notation; le fait me semble devoir être vérifié par une nouvelle analyse.

L'*hypophosphite de fer* cristallise en gros octaèdres verts renfermant

$$[P(FeH^2)O^2 + 3\ aq.].$$

Par la dessiccation dans le vide ou à 100°, il perd 20 pour 100, = 1 équivalent d'eau.

L'*hypophosphite de chrome* constitue une masse fendillée, amorphe, d'un vert très-foncé.

L'*hypophosphite de manganèse* forme des cristaux roses, brillants, inaltérables à l'air, ne perdant pas d'eau à 100°, et contenant, selon M. Wurtz

$$[P(MnH^2)O^2 + 1/2\ aq.];$$

l'eau de cristallisation aurait besoin d'être vérifiée.

Hypophosphite de cobalt.—Octaèdres volumineux, d'un rouge foncé, renfermant

$$[P(Co\,H^2)O^2 + 3\,aq.].$$

L'*hypophosphite de nickel* a la même composition.

La solution de l'*hypophosphite de cuivre* se prépare facilement en décomposant le sulfate de cuivre par l'hypophosphite de baryte. Elle est très-peu stable; vers 60° elle se trouble en laissant déposer de l'hydrure de cuivre. En évaporant cette dissolution dans le vide, M. Wurtz a obtenu une fois de petits cristaux qui étaient l'hypophosphite de cuivre solide.

Ces résultats confirment entièrement les premières expériences de M. Wurtz sur les hypophosphites.

Voici maintenant les faits nouveaux qui concernent les phosphites.

Le *phosphite normal* ou acide phosphoreux s'obtient aisément à l'état cristallisé, comme Dulong l'a fait remarquer; il suffit, pour cela, d'évaporer rapidement le produit de l'action de l'eau sur le protochlorure de phosphore, jusqu'à ce que le dégagement de vapeur d'eau et de gaz hydrochlorique ayant cessé, le résidu se maintienne en fusion tranquille, et qu'une légère odeur d'hydrogène phosphoré commence à se manifester. La liqueur exposée dans le vide s'y prend ordinairement en une masse cristalline au bout d'un ou de deux jours. Les cristaux très-déliquescents absorbent l'oxygène de l'air, mais plus lentement qu'on ne le suppose généralement. M. Wurtz y a trouvé:

$$[PH^3O^3].$$

Le *phosphite neutre de potasse* s'obtient en neutralisant l'acide phosphoreux par la potasse et évaporant la solution dans le vide; il se produit peu à peu un sirop épais où se développent quelques cristaux confus. Ce sel est très-déliquescent et ne se dissout pas dans l'alcool; séché à 280°, il renferme

$$[P(K^2H)O^3].$$

Pour obtenir le *phosphite acide*, on fait deux parts égales d'une dissolution d'acide phosphoreux; on en neutralise l'une par le carbonate de potasse, et, après y avoir ajouté l'autre, on évapore le tout dans le vide. Au bout de quelque temps la liqueur se

couvre d'une croûte cristalline d'où partent des lames irrégulières et allongées. L'eau mère refuse de cristalliser ; elle renferme du phosphite neutre, tandis que les cristaux sont, selon M. Wurtz,

$$[P(K^{4/3}H^{5/3})O^3].$$

Si l'on mélange l'acide phosphoreux et la potasse dans les proportions indiquées par la formule précédente, la liqueur, convenablement concentrée, cristallise tout entière.

Quand on neutralise l'acide phosphorique par le carbonate de soude et qu'on évapore dans le vide, on obtient un sirop épais qui finit par se prendre en une masse cristalline. Ce *phosphite neutre de soude* est déliquescent à l'air, et s'effleurit par un séjour prolongé dans le vide. Il renferme

$$P(Na^2H)O^3 + 5\ aq.$$

Il est complétement anhydre à 300°.

Le *phosphite acide de soude* se prépare comme le sel de potasse et renferme

$$[P(Na^{4/3}H^{5/3})O^3 + 1/3\ aq.].$$

Il s'obtient, par l'évaporation dans le vide, sous forme de cristaux très-nets et très brillants ; il est fort déliquescent, mais ne s'altère pas dans le vide sec. A 200°, les cristaux perdent 3,7 pour 100 d'eau (1). Chauffés à 240° ou 250°, ils fournissent de l'hydrogène phosphoré en fournissant un résidu de phosphate.

Le *phosphite d'ammoniaque* s'obtient facilement en évaporant,

---

(1) Comme les équivalents n'expriment que de simples rapports, il est clair que les fractions peuvent, sans inconvénient, se présenter dans les formules ; cependant il doit y avoir pour cela quelques règles, et je crois que, dans ma notation, les fractions d'équivalent ne sont possibles que dans les cas de remplacement d'une base par une autre, ou en général d'un corps par un autre jouant le même rôle.

La composition assignée par M. Wurtz au phosphite acide de potasse et au sel de soude correspondant me semble donc parfaitement exacte ; elle est semblable à celle du sesqui-carbonate de soude naturel (trona) : $C(Na^{4/3}H^{2/3})O^6$. Il n'y a que l'eau de cristallisation (1/3 d'équivalent) du phosphite acide de soude qui me paraît devoir être corrigée ; peut-être la petite quantité d'eau recueillie à 200° par M. Wurtz, tient-elle à une altération plus profonde subie par ce sel ; je serais d'autant plus porté à le croire, que ce phosphite dégage déjà, à 240°, de l'hydrogène phosphoré. C. G.

au-dessus d'une capsule remplie d'acide sulfurique, une dissolution concentrée remplie d'acide phosphoreux, sursaturée d'ammoniaque. Il cristallise en prismes assez volumineux, déliquescents et perdant aisément une partie de l'ammoniaque. M. Wurtz y a trouvé

$$[PH^3O^3, 2NH^3 + aq.].$$

L'eau de cristallisation (13 pour 100) s'en va, ainsi qu'un peu d'ammoniaque, par la dessiccation à 100°.

Le *phosphite neutre de baryte* forme un précipité grenu qu'on obtient par double décomposition. Il renferme

$$[P(HBa^2)O^3 + 1/2\ aq.].$$

M. H. Rose avait obtenu le même résultat; entre 150° et 200°, ce sel perd 2,6 pour 100 d'eau (1).

On peut préparer le *phosphite acide de baryte* en traitant le sel précédent par une quantité d'acide sulfurique insuffisante pour la décomposer complétement. Il est cependant préférable de le faire directement en neutralisant une dissolution d'acide phosphoreux pur par de la baryte ou du carbonate de baryte, jusqu'à ce qu'il commence à se former un précipité permanent, filtrant et évaporant la liqueur dans le vide. Il se présente alors sous forme de mamelons ternes, solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool. L'eau bouillante les décompose en un sel neutre qui demeure insoluble et en un sel plus acide qui se dissout. Dans ce dernier on retrouve encore une composition semblable à celle du phosphite acide de potasse.

Le phosphite acide de baryte est, selon M. Wurtz,

$$[P(H^2Ba)O^3 + 1/2\ aq.].$$

Par la dessiccation à 150°, il perd 5,6 pour 100 d'eau.

Le *phosphite acide de chaux* forme des croûtes cristallines renfermant

$$[P(H^2Ca)O^3 + 1/2\ aq.].$$

En précipitant une dissolution de sulfate de cuivre par du phosphite d'ammoniaque, on obtient un précipité floconneux blanc bleuâtre. Pour préparer le *phosphite de cuivre* dans un

(1) Je ferai la même observation que pour le sel de soude. Le sel de baryte ne serait-il pas anhydre $P(HBa^2)O^3$? C. G.

état qui convienne à l'analyse, il faut traiter une dissolution d'acétate de cuivre par une dissolution d'acide phosphoreux ; il se forme, au bout de quelques instants, un précipité grenu et cristallin dont la composition s'exprime par la formule

$$[P(HCu^2)O^3 + 2 \text{ aq.}].$$

Ce sel perd 15 pour 100 d'eau par la dessiccation à 130°, en se réduisant en grande partie.

Le *phosphite de plomb* contient

$$[P(HPb^2)O^3];$$

c'est un précipité lourd qui ne perd pas d'eau par la dessiccation. Il existe aussi un sel surbasique qui ne paraît pas présenter une composition bien constante.

La suite du mémoire de M. Wurtz est consacrée à l'histoire de quelques combinaisons éthérées extrêmement intéressantes, qui s'obtiennent avec le protochlorure de phosphore et les alcools. Ces composés sont à l'acide phosphoreux ce que l'acide phosphovinique est à l'acide phosphorique.

Nous en avons déjà parlé dans les Comptes rendus de l'année dernière (p. 302); à cette occasion, nous avons aussi donné un aperçu général sur la composition des différents acides du phosphore.

M. Henri Rose a publié dernièrement (1) quelques observations tendant à faire rejeter les conclusions que M. Wurtz a tirées de ses expériences en faveur de la basicité des phosphates et des hypophosphites. Ces observations roulent sur des spéculations dualistiques qui n'attaquent en rien les expériences, d'ailleurs très-bien faites, de M. Wurtz.

FLORES DOMONTE. — Nouveaux phosphates à base de cobalt et de zinc.

Lorsqu'on verse un mélange d'un sel de zinc et d'un de sel de cobalt dans une dissolution concentrée de phosphate de soude, on obtient, suivant la température ou les proportions des sels employés, un magnifique sel bleu ou un sel rose d'une teinte également pure, ou bien une série d'autres sels semblables, présentant des couleurs intermédiaires.

(1) *Annal. de Poggend.*, 1846, t. LXVII, p. 285.

Ces sels sont tous insolubles dans l'eau, présentent le même aspect cristallin et ne diffèrent que par les nuances de leur coloration. Ils sont d'ailleurs tous brillants, soyeux, doux au toucher, et rappellent, par leur aspect, le verre en feuilles minces ou la naphtaline sublimée.

Ce sont des phosphates dans lesquels le zinc, le cobalt et l'hydrogène entrent en proportions variables :

$$[P(Co^{x}Zn^{y}H^{z})^{3}O^{4}].$$

Le zinc prédomine dans les sels roses, le cobalt dans les sels bleus.

M. Domonte a analysé les deux composés extrêmes (1); le sel rose est, selon lui, $[2P^{2}O^{5} + Co^{2}O + 2Zn^{2}O + 2H^{2}O + 4\,aq.]$; le sel bleu $[18P^{2}O^{5} + 12Co^{2}O + 15Zn^{2}O + 18H^{2}O + 36\,aq.]$. A 240°, ils perdent l'eau qui est marquée par *aq*.

On ne comprend pas, en employant la notation dualistique, d'après quelle loi se règle la basicité des phosphates, tandis que dans ma notation on remarque qu'elle est constante, la *somme des équivalents des métaux basiques étant toujours égale à trois*, si le phosphore est P et l'oxygène O^{4}. Les nouveaux sels deviennent alors (2) :

Le sel rose. . . . . . $[P(Co^{\frac{1}{5}}Zn^{\frac{2}{5}}H^{\frac{2}{5}})^{3}O^{4}] + aq.$
Le sel bleu. . . . . $[P(Co^{\frac{2}{5}}Zn^{\frac{1}{3}}H^{\frac{4}{15}})^{3}O^{4}] + aq.$

L'équivalent d'eau de cristallisation s'en va par la dessiccation.

Je le demande, ces formules ne sont-elles pas plus rationnelles, et ne font-elles pas mieux ressortir la constance du type salin tribasique qu'on appelle phosphate? Elles indiquent que dans les doubles décompositions effectuées sur les phosphates avec d'autres sels, les proportions de phosphore et d'oxygène restent les mêmes tant que persiste le type phosphate; l'échange n'a lieu que sur la base qui est toujours M^{3} par rapport à P et à O^{4}. Cette base peut être représentée par un seul métal, comme dans le phosphate de soude dit basique,

$$[PNa^{3}O^{4}];$$

(1) *Comptes rendus de l'Académie*, t. XXII, p. 436 et *Journ. de Pharm.*, t. IX, p. 259.

(2) La traduction exacte des formules de M. Domonte est plutôt :

$$[P(Co^{\frac{1}{5}}Zn^{\frac{2}{5}}H^{\frac{2}{5}})O^{3\frac{1}{5}} + aq.] \text{ et } [P(Co^{\frac{2}{3}}Zn^{\frac{5}{6}}H^{\frac{1}{2}})O^{3\frac{2}{3}} + aq.].$$



ou par des équivalents entiers de métaux différents, comme dans le phosphate de soude et de potasse obtenu par M. Mitscherlich,

$$[P(KNaH)^3O^4]\ ;$$

ou enfin par des fractions d'équivalents de métaux pouvant se remplacer en toutes proportions, mais de manière à donner toujours une somme égale à trois équivalents.

Il faut se rappeler que nos équivalents sont de simples rapports et n'expriment rien d'absolu ; ces rapports ne peuvent se saisir qu'autant qu'on emploie une notation régulière.

Le phosphate de soude et de lithine, décrit dernièrement par M. Rammelsberg (1), rentre aussi dans la catégorie des sels analysés par M. Domonte.

J.-S. MUSPRATT et A. W. HOFMANN. — Formation d'un alcaloïde nitrogéné.

Le travail que nous allons exposer (2) se trouve déjà annoncé dans les Comptes rendus de l'année dernière (p. 59) ; il a pour sujet la transformation du benzène binitré (binitro-benzide) en un nouvel alcaloïde, qui renferme également les éléments nitriques.

Après avoir discuté les faits qui les ont guidés dans leurs recherches, et rappelé les expériences de M. Zinin (3) sur le même sujet, les auteurs décrivent la préparation du nouvel alcaloïde de la manière suivante.

Lorsqu'on sature par du gaz ammoniac une solution alcoolique de benzène binitré, elle se colore en rouge foncé, et quand on y fait passer ensuite de l'hydrogène sulfuré, elle dépose une grande quantité de cristaux de soufre. Si l'on continue ce traitement jusqu'à ce qu'il ne se sépare plus que fort peu de soufre, après la saturation par l'hydrogène sulfuré, on obtient une solution qui renferme encore une petite quantité de benzène binitré non altéré ; la plus grande partie de ce corps est alors transformée. La solution étant mélangée avec de l'acide hydro-

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 320.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 201.

(3) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 86.

chlorique, il s'en sépare, surtout par l'évaporation, encore un peu de soufre, et la liqueur filtrée donne par la potasse une matière brune qui se rassemble au fond du vase sous la forme d'une masse résinoïde.

On a lavé ce produit à l'eau froide jusqu'à ce que tout l'alcali fût enlevé : il se dissolvait aisément dans l'éther et l'alcool avec une couleur brun rouge; l'eau bouillante le dissolvait aussi en laissant une petite quantité d'une résine brune, et la solution orangée déposait, par le refroidissement, de belles aiguilles jaunes, d'un pouce de long, qu'une nouvelle cristallisation donnait parfaitement pures.

Comme la préparation de cet alcaloïde nécessite celle d'une quantité considérable de benzène binitré, MM. Muspratt et Hofmann ont cherché à simplifier la production de ce dernier corps. La formation du benzène binitré par le benzène normal ne s'effectue que fort lentement avec l'acide nitrique fumant; mais elle a lieu instantanément si l'on ajoute goutte à goutte du benzène normal ou nitré dans un mélange de parties égales d'acide nitrique fumant et d'acide sulfurique concentré, tant que les liquides se mélangent. Si l'on maintient ce mélange en ébullition pendant quelques minutes, il se prend par le refroidissement en une bouillie épaisse de benzène binitré, qu'on purifie aisément par des lavages à l'eau. Une seule cristallisation dans l'alcool fournit ce corps en longs prismes brillants.

Les cristaux jaunes qui se produisent par l'action de l'hydrosulfate d'ammoniaque sur le benzène binitré renferment

$$[C^6H^6N^2O^2],$$

c'est-à-dire

$$[C^6(H^6X)N]$$

en les rapportant à l'aniline normale

$$[C^6H^7N].$$

MM. Muspratt et Hofmann les appellent *nitraniline*, ou, dans notre nomenclature, aniline nitrée.

La formation de ce corps se conçoit aisément, puisque

$$C^6H^4N^2O^4+3H^2S=C^6H^6N^2O^2+2H^2O+3S.$$

Voici les propriétés de la nitraniline. Nous avons déjà dit

qu'elle se dissout dans l'eau bouillante et s'y dépose par le refroidissement en longues aiguilles jaunes. L'eau froide ne la dissout que fort peu ; l'alcool et l'éther la dissolvent également. Si on la sépare d'une de ses combinaisons au moyen de la potasse, elle se précipite en flocons jaunes qui se présentent, à la loupe, sous la forme d'aiguilles enchevêtrées.

A la température ordinaire, elle n'a presque pas d'odeur, mais à une douce chaleur elle développe une odeur aromatique qui ne rappelle celle de l'aniline que d'une manière éloignée. Sa saveur est brûlante et douce.

La chaleur fait fondre les cristaux en une huile jaune foncé, en même temps qu'ils développent une vapeur jaune, laquelle se condense en feuillets miroitants. La nitraniline se sublime surtout très-bien au bain-marie ; à une température plus élevée, elle se met à bouillir et distille en ne laissant presque pas de résidu ; le liquide qui passe se prend en gros feuillets dans le col de la cornue.

Le point d'ébullition de la nitraniline est plus élevé que 285° C. ; son point de fusion est environ à 110°. Sa vapeur brûle avec une flamme lumineuse accompagnée de fumée.

Comme l'aniline, elle a la propriété de colorer en jaune le bois de pin ; elle colore aussi l'épiderme, comme le fait l'acide picrique, mais elle ne donne pas, comme l'aniline, la réaction violette avec le chlorure de chaux.

Elle ne précipite aucune solution métallique ; ses propriétés alcalines sont donc très-faibles. L'aniline la déplace de toutes ses combinaisons salines.

Cependant la nitraniline se combine directement avec les acides en produisant des combinaisons salines. Celles-ci ont toutes une réaction acide ; les alcalis fixes ou carbonatés les décomposent en séparant la nitraniline sous forme cristalline.

MM. Muspratt et Hofmann ont aussi préparé l'*hydrochlorate de nitraniline*

$$[C^{6}H^{6}N^{2}O^{2},HCl]$$

qui s'obtient sous forme de paillettes nacrées. Ce sel est fort soluble dans l'eau et l'alcool.

Lorsqu'on ajoute un solution alcoolique de nitraniline à une solution d'acide oxalique dans l'alcool, on obtient l'*oxalate*

acide de nitraniline. Il constitue des cristaux jaunâtres renfermant (1) :

$$[C^6H^6N^2O^2, C^2H^2O^4 + 1/2\ aq.].$$

Une solution aqueuse de l'hydrochlorate n'est pas précipitée par le bichlorure de platine ; mais si on le prend en solution alcoolique, ce dernier précipite un sel jaune et cristallin, qui est si soluble dans l'eau et l'alcool qu'il faut le laver à l'éther. Ce *chloroplatinate de nitraniline* a donné 28,62 pour 100 de platine, ce qui correspond à la formule

$$[C^6H^6N^2O^2, HCl, PtCl^2].$$

L'acide nitrique attaque vivement la nitraniline et la convertit en un acide qui est probablement l'acide picrique.

Le brome l'attaque aussi en s'échauffant, et produit une matière brune et résinoïde qui se prend dans l'alcool en cristaux jaunâtres. Ce corps est insolubles dans l'alcool, et ne se combine ni avec les acides ni avec les bases. MM. M. et H. n'en ont pas eu assez pour l'analyser, mais ils supposent que c'est le correspondant de l'aniline tribromée :

$$[C^6(H^3Br^2X)N].$$

En étudiant l'action de l'hydrosulfate d'ammoniaque sur le benzène binitré, M. Zinin avait obtenu un corps $[C^6H^8N^2]$; les auteurs pensent que c'est le produit final de la réaction, qu'on obtiendrait probablement avec la nitraniline, puisqu'on a aussi :

$$C^6H^6N^2O^2 + 3H^2S = C^6H^8N^2 + 2H^2O + 3S.$$

La petite quantité de matière brune qui reste quand on dissout la nitraniline brute dans l'eau bouillante, n'est probablement autre chose que ce produit de M. Zinin.

---

(1) L'eau de cristallisation ne me paraît pas exacte ; si je ne me trompe, le sel a la même eau de cristallisation (1 équiv.) que son correspondant, l'oxalate acide de l'aniline chlorée. Cette composition suppose 4,0 hydrogène dans le sel ; MM. Muspratt et Hofmann en ont trouvé 3,99. Ma formule exige un peu moins de carbone qu'il n'en a été trouvé ; mais les auteurs attribuent eux-mêmes l'excédant de carbone à un peu de vapeur nitreuse. C. G.



J. REDTENBACHER. — Action de l'acide nitrique sur l'acide choloïdique et sur la cholestérine.

L'acide choloïdique est un acide gras ou résinoïde qu'on obtient, suivant M. Demarçaux, en faisant bouillir la bile avec de l'acide hydrochlorique.

Si on fait agir l'acide nitrique sur l'acide choloïdique, il se produit, selon M. Redtenbacher, le même produit final que dans l'action du même corps sur la cholestérine.

Cette action vient d'être étudiée d'une manière particulière par ce dernier chimiste (1).

Acide choloïdique. — Si on le chauffe avec de l'acide nitrique d'une concentration moyenne, la réaction est fort violente; la masse développe beaucoup de vapeurs nitreuses et se boursoufle considérablement. L'acide nitrique dilué donne les mêmes résultats que l'acide concentré.

L'auteur a préféré l'emploi de ce dernier; il arrosa l'acide choloïdique dans un grand verre à pied, avec 4 ou 5 fois son volume d'acide nitrique concentré, attendit que la première attaque se fût calmée, puis distilla le tout à une douce chaleur de manière à le réduire au cinquième, en cohobant quelquefois le liquide quand cela était nécessaire. Lorsque l'acide nitrique eut cessé d'agir, il étendit le produit distillé de deux fois son volume d'eau et distilla de nouveau. Il voulait ainsi oxyder complétement l'acide choloïdique et condenser tous les produits volatils.

Il reste dans la cornue une masse jaunâtre, molle, entièrement cristalline, et en partie soluble dans l'eau; elle est d'ailleurs encore chargée d'acide nitrique.

Le liquide condensé dans le récipient est d'une odeur fort âcre et étourdissante, due à la présence d'une huile pesante sur laquelle nous reviendrons; cette huile occupe le fond, elle est surnagée par des *acides volatils* dont une partie se trouve à la surface du mélange sous forme huileuse.

On décante l'huile pesante de la partie acide et on mélange celle-ci avec de la potasse ou avec de la soude, de manière

---

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 145.

toutefois à ne saturer que l'acide nitrique ; celui-ci étant ainsi rendu fixe par sa transformation en salpêtre, on distille le produit. Il passe alors un liquide qui renferme une plus grande quantité d'huile acide ; le mélange a l'odeur du vinaigre et du fromage.

On décante l'huile acide à l'aide d'une pipette, on étend d'eau le liquide aqueux, et on l'agite à plusieurs reprises avec de l'éther pour enlever la matière grasse qui a pu y rester.

Par ce moyen, M. Redtenbacher a pu séparer l'*acide acétique* des autres acides gras. Il le satura par du carbonate de soude, fit cristalliser le sel, et le transforma en sel d'argent. Celui-ci a donné à l'analyse les rapports

$$[C^4(H^3Ag)O^4],$$

c'est-à-dire ceux de l'acétate d'argent.

Les acides huileux, qu'on avait séparés par la décantation et par l'agitation avec l'éther, furent ensuite rectifiés par la distillation. L'auteur trouva dans le mélange le rapport de C : H :: 1 : 2, c'est-à-dire celui que présentent les acides volatils du beurre et en général tous les homologues de l'acide acétique. Une autre portion fut bouillie avec de l'eau, et, par des cristallisations successives, on put obtenir les sels de baryte des *acides caprique*, *caprylique et valérianique*; plusieurs déterminations ont conduit, en effet, aux formules du

Caprate de baryte.		$[C^{10}(H^{19}Ba)O^4]$
Caprylate	—	$[C^8(H^{15}Ba)O^4]$
Valérate	—	$[C^5(H^9Ba)O^4]$.

L'acide caproïque n'y a pas été trouvé ; la présence de l'acide butyrique n'a pu se constater d'une manière certaine.

L'huile pesante, qui se condense en même temps que les acides précédents, ne paraît pas être une substance unique ; elle réagit acide. Lavée avec de l'eau et délayée dans un alcali, elle se colore en jaune, et, si la lessive est concentrée, dépose des cristaux d'un jaune citroné, mais l'huile ne disparaît pas tout entière par ce traitement ; son odeur étourdissante se modifie à la longue et fait place à une autre qui, sans être moins forte, n'étourdit pas cependant et rappelle celle de la cannelle. Avant ce traitement, l'odeur de l'huile brute excite le larmoiement et détermine des maux de tête.

M. Redtenbacher appelle les cristaux jaunes *nitrocholate de potasse*, et la partie non saponifiable *cholacrol*.

Pour obtenir le nitrocholate, on abandonne pendant plusieurs jours l'huile pesante brute avec de la potasse diluée; on décante la solution jaune, et on l'abandonne dans le vide sur de l'acide sulfurique. L'emploi de la chaleur n'est pas favorable, puisqu'elle détermine la décomposition du sel. Quand la majeure partie du nitrocholate s'est prise en cristaux, il reste une eau mère non cristallisable où il y a encore un peu de salpêtre, les sels des acides gras volatils, etc. On redissout le nitrocholate dans l'eau tiède, et on abandonne de nouveau la solution; de cette manière, on l'obtient en cristaux parfaitement définis.

Le nitrocholate de potasse est d'un jaune citronné, de la même forme, à ce qu'il paraît, que celle du ferrocyanure de potassium; il est d'une odeur légèrement étourdissante et ne se conserve pas à l'air. A mesure que les cristaux se dessèchent, ils éclatent en se divisant en un grand nombre de petits fragments; ce phénomène est encore plus prompt quand on les chauffe. On ne peut pas non plus les dessécher dans le vide; ils éclatent alors de la même manière, prennent une forte odeur, et paraissent se décomposer.

La solution du nitrocholate de potasse se décompose aussi dans d'autres circonstances; ainsi, par une longue ébullition, elle donne des cristaux de salpêtre; décomposée par un acide, par exemple par de l'acide sulfurique étendu, elle donne de l'acide nitreux, de l'acide nitrique, une huile grasse et de l'acide prussique, c'est-à-dire les mêmes produits qu'on obtient aussi avec les eaux mères de la cristallisation du nitrocholate brut. Avec les sels métalliques, le nitrocholate de potasse ne donne pas de précipité.

M. Redtenbacher a pris des cristaux bien définis, qu'il a bien exprimés entre du papier joseph et soumis dans cet état à l'analyse. Il a ainsi obtenu les rapports [$C^2H^2K^2N^8O^{10}$].

Analyse : carbone, 7,91; hydrogène, 0,59; potasse, 21,78; rapport du carbone à l'azote, 1 : 4. Le calcul n'exige que 6,4 carbone, mais il a été impossible, malgré l'emploi du cuivre métallique, d'éviter la formation d'un peu de vapeur nitreuse.

L'huile pesante qui reste dans la préparation du nitrocholate

de potasse est le cholacrol. On l'agite avec de l'eau jusqu'à ce qu'elle soit neutre. Elle est jaunâtre, d'une odeur fort âcre, peu soluble dans l'eau, fort soluble dans l'alcool et l'éther; elle est indifférente pour les alcalis et les acides. Chauffée à 100°, elle se décompose en dégageant des vapeurs nitreuses; quelquefois elle brûle alors avec une légère explosion, en laissant une petite quantité d'un liquide qui a l'odeur de la graisse.

L'analyse de cette huile, desséchée sur le chlorure de calcium, a donné les rapports [$C^8H^{10}N^4O^{13}$].

Examinons maintenant les produits non volatils qui restent dans la cornue, lors du traitement de l'acide choloïdique par l'acide nitrique.

Ce résidu se sépare, par le refroidissement, en deux couches; la partie surnageante est cristalline et constitue un acide particulier que M. Redtenbacher appelle *acide choloïdanique*. On le filtre sur du verre pilé placé dans un entonnoir, et on le purifie par la cristallisation dans l'eau bouillante. S'il arrivait que le résidu de l'opération ne donnât qu'une résine, il faudrait continuer sur elle l'action de l'acide nitrique; la résine se convertit alors en acide choloïdanique.

Cet acide cristallise en longs prismes piliformes qui, desséchés sur le papier, prennent l'aspect de l'amiante. Il est presque insoluble dans l'eau froide, et encore exige-t-il beaucoup d'eau bouillante pour s'y dissoudre. La solution est acide; l'alcool le dissout aisément.

Les acides hydrochlorique et nitrique le dissolvent aussi à chaud sans l'altérer.

A 100° il ne perd pas de son poids; à une température plus élevée, il noircit et développe une vapeur âcre et acide.

Il exige bien peu d'alcali pour être saturé. Les choloïdanates à base d'alcalis et de terres alcalines sont solubles; ceux à base de métaux pesants sont insolubles ou peu solubles.

Quatre analyses concordantes ont donné la formule

$$[C^{16}H^{24}O^7].$$

Les choloïdanates se décomposent par les lavages à l'eau, de sorte qu'il n'a pas été possible d'en déterminer l'équivalent.

L'eau mère d'où l'on a décanté l'acide choloïdanique, renferme

de l'acide oxalique; une résine molle qui s'en sépare par l'addition de l'eau et paraît se convertir en acide choloïdanique par l'action prolongée de l'acide nitrique; un acide incristallisable, soluble dans l'eau. Ce dernier constitue le produit principal de l'action de l'acide nitrique sur l'acide choloïdique. M. Redtenbacher l'appelle *acide cholestérique*.

Voici comment on l'obtient. On sature par de l'ammoniaque le mélange d'acide cholestérique et d'acide oxalique, et l'on précipite par le nitrate d'argent. On fait bouillir dans l'eau le précipité et l'on filtre; le cholestérate s'y dépose alors en croûtes cristallines. On délaye celles-ci dans l'eau et on les décompose par l'hydrogène sulfuré.

L'acide cholestérique est une substance jaunâtre qui ressemble à la gomme de cerisier; il attire l'humidité de l'air en se ramollissant. Sa saveur est assez acide et amère; il se dissout aisément dans l'eau, l'alcool et les acides liquides.

Par la distillation sèche, il se décompose en dégageant des vapeurs amères et en laissant beaucoup de charbon.

Les cholestérates à base d'alcalis et de terres alcalines sont solubles dans l'eau et ne cristallisent pas. Les sels des métaux pesants donnent des précipités blanc-jaunâtre; les persels de fer précipitent en brun jaunâtre, les deutosels de cuivre en vert pistache.

L'analyse du cholestérate d'argent a conduit à la formule

$$[C^8(H^8Ag^2)O^5].$$

Les corps que MM. Theyer et Schlosser avaient obtenus en faisant agir l'acide nitrique sur la bile sont, outre le nitrate de soude, le nitrate d'ammoniaque et la taurine, les mêmes que ceux qui se forment avec l'acide choloïdique

Action de l'acide nitrique sur la cholestérine. — Pelletier et Caventou ont décrit un acide azoté qui se forme quand on fait agir l'acide nitrique sur la cholestérine.

M. Redtenbacher a répété plusieurs fois leurs expériences sans réussir à produire ce corps, et cependant il a varié de bien des manières les proportions d'acide et de cholestérine, la concentration de l'acide, la durée de l'opération, etc. Jamais il n'a obtenu, dans ces circonstances, aucune trace d'un corps

cristallin; il croit, en conséquence, que MM. Pelletier et Caventou avaient opéré sur un autre corps que la cholestérine ou sur de la cholestérine impure.

Suivant M. Redtenbacher, l'acide nitrique convertit la cholestérine à chaud en un corps résinoïde qui finit peu à peu par se dissoudre. L'action est fort énergique avec de l'acide concentré.

On a obtenu quelques-uns des produits qui s'étaient formés avec l'acide choloïdique. Dans le récipient on a pu condenser de l'*acide acétique*, ainsi que de petites quantités des autres acides volatils. Le résidu, mélangé avec de l'eau, a mis en liberté une résine molle; mais le produit principal consistait en *acide cholestérique*. M. Redtenbacher a préparé et analysé le sel d'argent ainsi obtenu.

D'après cela, l'acide choloïdique et la cholestérine donnent par l'acide nitrique le même produit final.

J. REDTENBACHER. — **Nouveau mode de formation de l'acide métacétonique.**

Dans les Comptes rendus de 1845, page 17, nous avons décrit le nouvel acide $C^6H^6O^2$ que M. Gottlieb a obtenu en faisant agir la potasse sur le sucre et la fécule, ou en distillant un mélange de métacétone, d'acide sulfurique et de bichromate de potasse.

M. Redtenbacher est parvenu à produire ce corps avec la glycérine $C^3H^4O^3$. Il fit dissoudre ce corps dans beaucoup d'eau, le mélangea avec de la levure bien lavée, et l'abandonna pendant plusieurs mois dans un vase découvert à la température de 20 ou 30°. La liqueur devint peu à peu acide, et un léger dégagement de gaz se manifesta. On satura de temps à autre par du carbonate de soude l'acide formé, on renouvela l'eau qui s'était évaporée, et on agita la liqueur pour ramener au fond la levure qui s'était rendue à la surface. Quand elle ne devint plus acide, on la filtra et on la dessécha. Distillée ensuite avec de l'acide sulfurique, elle donna de l'acide métacétonique si concentré, qu'il y en avait en petites gouttelettes huileuses; on les satura par l'ammoniaque, on précipita par le nitrate d'argent et l'on fit cristalliser le sel. Le métacétonate ainsi obtenu avait la composition trouvée par M. Gottlieb. Il y avait aussi un peu de formiate et d'acétate qui

s'étaient produits en même temps ; on connaît d'ailleurs ce dernier genre de métamorphose de la glycérine.

GRAHAM. — Observations sur quelques sulfates.

Nous avons vu plus haut que les expériences de M. Pierre sur quelques sulfates du groupe magnésien se trouvaient en désaccord avec les résultats de M. Graham.

Le chimiste anglais vient de publier quelques observations, dans le but de maintenir ses premières conclusions relativement à ces sels (1).

M. Graham a déterminé de nouveau l'eau contenue dans le *sulfate de zinc et de potasse*; le sel, désséché pendant plusieurs jours au bain-marie puis chauffé au rouge, perdit 24,89 pour 100 d'eau. Or, cette quantité correspond à la formule

$$S(KZn)O^4 + 3aq.,$$

laquelle exigerait 24,03, tandis que la formule de M. Pierre (3 1/2 aq.) en demanderait 27,32 ; le léger excès d'eau obtenue à l'expérience provient d'un peu d'eau d'interposition.

Nous avions donc raison de préférer l'ancienne formule de MM. Graham et Bucholz fils.

Il en est de même du *sulfate de cuivre et de potasse* qui est isomorphe avec le précédent; cinq déterminations d'eau faites au laboratoire de M. Fownes ont donné 25,2—24,0—25,0—25,2—24,4 ; la formule

$$S(KCu)O^4 + 3aq.$$

exigerait 24,4 pour 100 d'eau, et celle de M. Pierre (3 1/2 aq.) 27,4.

Enfin M. Graham a fait aussi une nouvelle détermination de l'eau contenue dans le *sulfate de zinc;* on sait que, selon le chimiste anglais, ce sel, à 7 éq. d'eau, en retiendrait un seul avec plus d'énergie que les six autres. Il fit sécher le sel, pendant plusieurs jours, à 100°, dans les circonstances où le sulfate de zinc et de potasse était devenu anhydre, et il trouva que néanmoins le sel retenait encore 10,75 pour 100, c'est-à-dire 1 éq. d'eau.

Cependant je ferai observer que M. Pierre s'était placé dans d'autres circonstances, car il avait séché le sulfate de zinc à 110°

(1) *Philos. Magas.*, avril 1846, p. 289.

dans un courant d'air sec ; l'expérience de M. Graham ne renverse donc pas le fait avancé par M. Pierre.

Au surplus, tout en partageant l'opinion de M. Graham quant à la proportion d'eau (3 éq.) contenue dans la série des sulfates isomorphes à deux bases, je ne crois pas à sa théorie de l'eau saline ; un fait bien plus frappant que ce prétendu rôle de l'eau dans les sulfates du groupe magnésien, c'est cette constance des proportions de l'eau dans certains sulfates formés par un seul métal ou par deux métaux du même groupe.

Ainsi on a vu, dans les expériences de M. Pierre, que le sulfate de zinc cristallisé au-dessous de 15° renfermait.	$SZn^2O^4 + 7$ aq.
le sulfate de zinc et de magnésie.	$S(ZnMg)O^4 + 7$ aq.
et probablement aussi le sulfate de zinc et de nickel.	$S(ZnNi)O^4 + 7$ aq.
De même, le sulfate de zinc cristallisé à 35° contenait.	$SZn^2O^4 + 5$ aq.
et le sulfate de zinc et de magnésie à la même température.	$S(ZnMg)O^4 + 5$ aq.

Ces relations ne deviennent sensibles qu'à l'aide de ma notation. On a pu remarquer aussi que les seuls rapports qui, dans les formules de M. Pierre, étaient contraires à cette notation, se trouvaient infirmés par les expériences des autres chimistes.

O.-L. ERDMANN ET R.-F. MARCHAND. — Absence de l'azote dans la picrotoxine.

M. Liebig avait émis ce principe (1) : « ....Aucun médicament » non azoté n'exerce une action toxique... », et pour appuyer ce principe il ajoute : « Ces considérations ont occasionné dans mon » laboratoire une étude plus complète de la picrotoxine, et » M. Francis y a en effet découvert une certaine proportion » d'azote qui avait échappé jusqu'à présent à l'analyse des chi- » mistes.

On sait que MM. Oppermann, Pelletier et Couerbe, et en dernier lieu M. Regnault, n'y avaient pas trouvé d'azote.

Mais il était nécessaire, pour la théorie physiologique de

(1) *Chimie organ. appl. à la physiol. animale*, p. 187.

M. Liebig, que la picrotoxine en contînt; et un de ses élèves, M. Francis, y découvrit donc, dans deux expériences, des quantités variant entre 0,75 et 1,30 pour 100.

MM. Erdmann et Marchand (1) ont examiné ce fait avec le plus grand soin. Ils cherchèrent d'abord l'azote dans la picrotoxine, en se servant du procédé imaginé par M. Lassaigne (2), et qui repose comme on sait, sur la facilité avec laquelle se forme le cyanure de potassium quand on calcine au rouge obscur, et à l'abri de l'air, du potassium en excès avec une matière organique. Ce procédé est d'une extrême sensibilité et accuse les plus petites quantités d'azote; d'ailleurs les chimistes allemands l'avaient d'abord mis à l'épreuve; or ils n'ont pas pu trouver, à l'aide de ce procédé, la moindre trace d'azote dans la picrotoxine.

Toutefois, pour avoir à cet égard toute la certitude possible, ils ont soumis cette substance à la combustion, dans les circonstances convenables pour recueillir l'azote à l'état de gaz. Ils ont opéré chaque fois sur 1 gramme de picrotoxine; si ce corps avait contenu 0,5 d'azote pour 100, ils auraient dû recueillir 4 centimètres cubes de gaz azote.

Dans deux combustions exécutées avec le plus grand soin, ils recueillirent en effet 0,5 et 0,7 de centimètre cube de gaz non absorbable par la potasse, ce qui correspondrait à 0,1 d'azote pour 100; dans deux autres opérations, faites un peu plus brusquement que les deux premières, ils obtinrent 4 et 5 cent. cubes, Mais le gaz n'était pas de l'azote, *il était inflammable!*

Cette circonstance mérite toute l'attention des chimistes, car elle fait voir qu'il arrive parfois, dans nos analyses ordinaires, que de petites quantités de matière échappent à la combustion sous forme de carbure d'hydrogène. Tel est le cas qui s'est présenté dans les analyses de M. Francis, et certes, c'est en partie aussi à un semblable dégagement d'hydrogène carboné qu'il faut attribuer les pertes de carbone qu'on éprouve quelquefois dans les meilleures opérations.

Après avoir signalé ce fait, MM. Erdmann et Marchand se livrent à quelques considérations sur les précautions à prendre dans l'analyse des substances azotées.

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, XXXVII, p. 146.
(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, XVI, 387.



J. UD. LERCH. — Recherches sur l'acide chélidonique.

L'acide chélidonique, découvert il y a quelques années par Probst dans la grande chélidoine, a été soumis à un examen approfondi par M. Lerch, au laboratoire du professeur Redtenbacher (1). Il résulte de ce travail que l'acide chélidonique est un acide tribasique et ressemble sous ce rapport à l'acide méconique, lequel se rencontre aussi dans les papavéracées; de même, soumis à une chaleur qui dépasse 200°, l'acide chélidonique se convertit, comme ce dernier, en gaz carbonique et en d'autres acides.

Toutes les parties de la chélidoine renferment l'acide particulier dont nous parlons, cependant il ne s'y trouve qu'en très-faible proportion et y est accompagné de beaucoup d'acide malique, ainsi que de petites quantités d'un autre acide organique. L'époque de la floraison convient le mieux à l'extraction de l'acide chélidonique, c'est alors du moins que la plante en renferme le plus; il y est en combinaison avec de la chaux et avec des alcaloïdes organiques.

Pour l'en extraire, on coagule par l'échauffement le suc de la chélidoine, on aiguise par de l'acide nitrique faible le suc filtré, et on le précipite par le nitrate de plomb. Le malate de plomb reste dissous dans l'acide nitrique, tandis que le chélidonate y est insoluble. Toutefois il faut éviter l'emploi d'un excès d'acide nitrique, autrement tout le chélidonate ne se précipiterait pas; de même un excès de nitrate de plomb est à éviter, puisque le chélidonate de plomb est assez soluble dans les autres sels du même métal. Si l'on prend les proportions convenables, le précipité est cristallin et se dépose promptement.

Cependant le sel ainsi obtenu renferme aussi de la chaux; on le délaye dans beaucoup d'eau et l'on y fait passer de l'hydrogène sulfuré. Comme la décomposition du sel de plomb ne s'effectue qu'avec lenteur, il faut continuer le dégagement du gaz pendant plusieurs jours et renouveler l'eau assez souvent.

On obtient ainsi un liquide acide de chélidonate acide de chaux; on le neutralise par la craie, on mélange avec du char-

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, LVII, p. 273.

bon animal, on évapore jusqu'à formation de pellicule saline, et, après avoir filtré, on abandonne à cristallisation. Le chélidonate de chaux se dépose du liquide refroidi sous la forme d'aiguilles blanches et soyeuses qu'il suffit de laver avec un peu d'eau distillée pour les avoir entièrement pures. Le charbon resté sur le filtre retient l'excès de craie, ainsi que le malate de chaux qui pouvait se trouver dans le produit; il ne retient que bien peu de chélidonate qui peut s'extraire complétement par les lavages; d'ailleurs toute la matière colorante resterait avec l'excès de craie si l'on n'employait pas de charbon, et le chélidonate cristalliserait néanmoins à l'état incolore.

Cependant il y a de la difficulté à séparer l'acide de ce sel de chaux; il retient avec beaucoup d'énergie 1 éq. de chaux et exige donc des cristallisations successives dans l'acide nitrique pour se transformer complétement en acide chélidonique. Mais il est aisé, avec ce sel de chaux, de préparer d'autres chélidonates par double décomposition; le sel ammoniacal (préparé avec le carbonate d'ammoniaque) convient alors le mieux à la préparation de l'acide. Si l'on ajoute à ce sel une quantité suffisante d'acide hydrochlorique (2 p. d'acide moyennement étendu pour 1 p. de solution concentrée du sel), l'acide chélidonique se sépare complétement, et tout le liquide se prend en une bouillie de cristaux; on les lave à l'eau froide et on les purifie par une nouvelle cristallisation.

Acide chélidonique. — Il cristallise par une évaporation lente en aiguilles incolores et allongées; si l'on refroidit brusquement la solution bouillante il se dépose en fines aiguilles feutrées, de manière que tout le liquide se prend en masse.

Dans l'acide séché à 100°, M. Lerch a trouvé les rapports

$$[C^7H^4O^6]\ (1).$$

L'acide cristallisé a dégagé par la dessication à 100°, 8,82-9,03 pour 100 d'eau, c'est-à-dire 1 équivalent pour la formule précédente.

Un acide obtenu en longues aiguilles par l'évaporation spon-

(1) Dans tout son travail, M. Lerch ramène ses résultats à la formule d'un corps hypothétique $C^{14}H^4O^{10}$ = Che.; j'ai tout rapporté, dans cet extrait, à la formule $C^7H^4O^6$ qui me semble représenter l'équivalent du chélidonate normal et sec. C. G.



PARIS. — IMPRIMERIE DE FAIN ET THUNOT,
Rue Racine, 28, près de l'Odéon.

Les *chélidonates bimétalliques* se forment toutes les fois qu'on neutralise par des oxydes métalliques ou par leurs carbonates une solution étendue d'acide chélidonique. Si la neutralisation n'est faite qu'avec de l'oxyde, il se forme aisément un sel trimétallique et la solution devient jaune. Cette circonstance se présente pour les alcalis purs comme pour les terres alcalines; et, même pour les premiers, M. Lerch a constaté que la transformation du sel bimétallique en sel trimétallique s'effectue déjà par les carbonates dans les cas où la solution est portée à l'ébullition.

La plupart des chélidonates bimétalliques sont solubles dans l'eau et cristallisent aisément. Ils renferment ordinairement de l'eau de cristallisation qui nécessite souvent une température supérieure à 150° pour être expulsée.

Traités par les acides, ils deviennent unibasiques et acides; traités par l'ammoniaque ou par un alcali fixe, ils se convertissent au contraire en sels trimétalliques qui sont jaunes. Dans les cas où l'oxyde correspondant est incolore, les sels bimétalliques le sont aussi; ils n'agissent pas sur le tournesol.

Les *sels trimétalliques* jaunes peuvent aussi s'obtenir par double décomposition à l'aide d'un sel alcalin bimétallique additionné d'ammoniaque, par exemple, avec un sel de chaux et d'autres sels dont les oxydes métalliques forment un chélidonate tribasique insoluble. Dans ce cas les solutions des sels employés ont besoin d'être étendues, afin qu'il ne se forme pas des sels à deux métaux différents.

Ceux des chélidonates trimétalliques dont la base correspondante n'est pas colorée, sont d'un beau jaune citronné. Ceux à base de métal alcalin sont très solubles dans l'eau et cristallisables; ceux des autres métaux sont peu solubles ou insolubles.

Les sels solubles colorent beaucoup l'eau; une goutte de la solution saturée d'un sel de chaux est capable de teindre en jaune une grande quantité d'eau.

Les acides les décomposent et les décolorent, en les transformant en sels bimétalliques; cette métamorphose s'opère même quelquefois par l'eau, à la longue, comme par exemple dans le chélidonate de plomb qui donne alors un sel surbasique. Les sels des alcalis attirent peu à peu l'acide carbonique, et donnent du carbonate et du chélidonate bimétallique.

Les *sels unimétalliques* se forment, comme nous l'avons déjà dit, quand on ajoute un acide minéral étendu à la solution concentrée d'un sel bimétallique. Si l'on ajoute à la solution d'un sel bimétallique environ un tiers de son poids d'acide chélidonique, qu'on porte à l'ébullition et qu'on laisse refroidir, il cristallise également un sel unimétallique, et l'acide ajouté en excès reste en solution.

Si l'on ajoute un grand excès d'acide minéral à un sel bimétallique ou si l'on dissout celui-ci à l'ébullition, il cristallise un sel acide que M. Lerch considère comme la combinaison de l'acide chélidonique avec le sel unibasique.

Il n'a pas pu obtenir de sel unibasique avec l'argent, ni avec le plomb; le nitrate d'argent ou de plomb précipite de l'acide chélidonique un sel bimétallique.

Les sels unimétalliques ne sont pas stables; par des cristallisations répétées ils se convertissent en sels bimétalliques. Ils présentent une réaction acide.

Chélidonate d'ammoniaque. — On obtient le sel biammoniacal en décomposant le sel bicalcique par le carbonate d'ammoniaque, à la température de l'ébullition. On peut sans inconvénient employer un léger excès de carbonate d'ammoniaque, sans qu'il se forme de sel triammoniacal. Le chélidonate biammoniacal se dépose dans la solution concentrée sous la forme d'aiguilles prismatiques, soyeuses et d'un blanc éclatant. Ces cristaux renferment

$$[C^7H^4O^6, 2NH^3 + 2aq.].$$

Les 2 équivalents d'eau (14,23 pour 100) s'en vont par la dessication à 100°. A une température plus élevée, le sel dégage de l'ammoniaque.

Chauffé au delà de 160°, il fond, brunit et dégage du carbonate d'ammoniaque, tandis que le résidu renferme un autre acide.

Il devient acide par des cristallisations réitérées.

On n'a pas réussi à obtenir un sel triammoniacal jaune.

Chélidonate de potasse. — On obtient le sel bimétallique en décomposant le sel calcaire bimétallique par du carbonate de potasse.

Additionné de potasse caustique, la dissolution concentrée

du chélidonate bipotassique devient jaune et se prend en cristaux jaunes de sel tripotassique. Ce sel, à l'état de pureté, n'a point de réaction alcaline, mais il se carbonate à l'air et se convertit alors en sel bipotassique incolore.

Bouilli avec un excès de potasse caustique, il donne de l'oxalate.

Chélidonate de soude. — On peut préparer aisément le sel bisodique en décomposant le sel bicalcique par le carbonate de soude ; il faut éviter l'emploi d'un grand excès de carbonate et opérer sur des liqueurs étendues, autrement il se forme le sel trisodique ou un sel trimétallique à deux métaux. La couleur jaune du liquide accuse immédiatement cette formation.

Le chélidonate bisodique est fort soluble à froid et à chaud, et s'obtient difficilement sous forme régulière. Evaporée doucement à l'air, sa solution ne donne des cristaux que par l'effet d'une efflorescence sur les parois de la capsule. Les cristaux constituent des aiguilles prismatiques qui s'effleurissent lentement à l'air. Ils renferment 21,16 pour 100 d'eau de cristallisation, dont 15,5 pour 100 s'échappent à 100° et le reste entre 150° et 160°.

M. Lerch représente le sel desséché à 150° par les rapports

$$[C^7(H^3Na^2)O^{5\frac{1}{2}}].$$

Le sel cristallisé renfermerait en outre 3 1/2 équivalents d'eau, le sel séché à 100°, 1 équivalent. Ces rapports sont incompatibles avec les nouveaux équivalents.

Le sel précédent, traité par l'acide chélidonique, donne de fines aiguilles de chélidonate unibasique dans lequel M. Lerch a trouvé :

$$[C^7(H^3Na)O^6 + 2aq.].$$

L'auteur parle aussi d'un autre sel acide

$$[C^7(H^{3\frac{1}{2}}Na^{\frac{1}{2}})O^6 + 1\tfrac{1}{2}aq.]$$

qui se formerait en dissolvant dans l'acide hydrochlorique bouillant le sel bisodique. On obtient ainsi de fines aiguilles ou des paillettes dans lesquelles M. Lerch a trouvé 7,14 pour 100 de soude ; les autres éléments n'ont pas été déterminés.

Chélidonate de chaux. — En parlant de l'extraction de l'acide chélidonique, nous avons déjà dit comment se forme le sel

bicalcique; ce sel se rencontre tout formé dans la grande chélidoine.

Il cristallise en aiguilles prismatiques et soyeuses; il est peu soluble dans l'eau froide, mais l'eau bouillante le dissout aisément. Il est insoluble dans l'alcool absolu. Sa solution n'agit pas sur le tournesol. Il ne s'effleurit pas à l'air, ni à 100°, mais ne perd son eau de cristallisation qu'à 150°.

Dans le sel séché à 100°, M. Lerch a trouvé

$$[C^7(H^2Ca^2)O^6 + 3aq.]$$

Il suppose que le sel séché à 150° renferme encore 1/2 équivalent d'eau, mais il n'a fait qu'un dosage de chaux; si le sel est alors anhydre il doit donner 25,2 pour 100 de chaux. M. Lerch en a trouvé 24,24 pour 100. Cette supposition présente d'autant moins de vraisemblance que, dans une expérience, faite sur le sel séché à 100°, puis desséché encore à 200°, M. Lerch a obtenu une perte d'eau qui correspond précisément à 3 équivalents.

Bouilli avec de l'ammoniaque, le sel précédent jaunit, presque sans changer de forme. On peut aussi l'obtenir par double décomposition avec le sel de soude additionné d'ammoniaque et le chlorure de calcium. Dans un sel, obtenu par ce dernier procédé et séché à 100°, M. Lerch a trouvé

$$[C^7(HCa^3)O^6 + 3\ aq.].$$

L'auteur donne aussi la formule d'un sel acide

$$[C^7(H^{3\frac{1}{2}}Ca_{\frac{1}{2}})O^6 + aq.]$$

qu'on obtient en dissolvant le sel bibasique dans l'acide hydrochlorique bouillant.

Chélidonate de baryte. — Le sel bibarytique s'obtient en décomposant par un sel de baryte soluble le sel calcaire correspondant, ou bien en neutralisant l'acide chélidonique par la baryte caustique ou carbonatée. Il est cristallin et incolore, fort peu soluble dans l'eau. Séché à 100°, il renferme

$$[C^7(H^2Ba^2)O^6 + aq.].$$

Le sel tribarytique peut s'obtenir en décomposant à chaud la solution du sel bicalcique par l'ammoniaque et précipitant le liquide par le chlorure de baryum. C'est une poudre d'un jaune citronné, peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

Il est inaltérable à l'air et s'obtient aisément à l'état de pureté. Séché à 100°, il renferme

$$[C^7 HBa^3 O^6 + 3 aq.].$$

Dissous dans l'acide hydrochlorique bouillant, il a donné un sel acide semblable au sel de chaux indiqué plus haut.

Chélidonate d'argent.—L'acide chélidonique dissout aisément l'oxyde d'argent, en produisant un sel bimétallique. On obtient ce dernier plus commodément, en décomposant par le nitrate d'argent un chélidonate alcalin. Il cristallise en longues aiguilles soyeuses et incolores, semblables à l'acétate d'argent. Il est soluble dans l'eau, l'ammoniaque et l'acide nitrique; ce dernier le décompose à l'ébullition; il ne se dissout pas dans l'alcool. Il ne noircit pas à la température ordinaire et ne s'altère pas à 100°; ce n'est qu'à 140 ou 150° qu'il se décompose avec une légère explosion.

M. Lerch suppose, dans le sel séché à 100°, la présence de 1/2 éq. d'eau, mais le sel me paraît anhydre, c'est-à-dire (1)

$$[C^7(H^2Ag^2)O^6].$$

Le chélidonate triargentique s'obtient en précipitant par le nitrate d'argent, soit le sel tricalcique, soit le sel bicalcique additionné d'ammoniaque. Il constitue un précipité jaune qui s'altère promptement. M. Lerch y admet aussi des rapports qui supposent la présence de 1/2 éq. d'eau, cependant le sel me paraît aussi anhydre (2) :

$$[C^7(HAg^3)O^6].$$

Quand on mélange une solution concentrée de nitrate d'argent avec une solution également concentrée de chélidonate bicalcique, additionnée d'ammoniaque, il se précipite un sel jaune clair, renfermant deux métaux et présentant à 100° la composition (3)

---

(1) D'après cette formule, le sel renfermerait 21,1 carbone et 0,5 hydrogène; les combustions de M. Lerch oscillent entre 20,34 et 20,69 pour le carbone, entre 0,75 et 0,81 pour l'hydrogène; de même, argent calculé 54,2; id. trouvé 53,2. C. G.

(2) Deux dosages ont donné à M. Lerch 68,08 et 68,95 oxyde d'argent; les autres éléments n'ont pas été déterminés. Or, d'après le calcul, le sel anhydre renfermerait 68,9 oxyde d'argent. C. G.

(3) M. Lerch a trouvé dans le sel 19,47 carbone, 0,76 hydrogène et 54,04 oxyde d'argent; or, 1 éq. d'eau de cristallisation correspondrait à 19,3 carbone, 0,69 hydrogène et 53,3 oxyde d'argent. C. G.

$[C^7(HCaAg^2)O^6 + \frac{1}{2} aq.]$.

Le 1/2 éq. d'eau me paraît devoir se remplacer par 1 éq.

Chélidonate de plomb. — Le sel biplombique s'obtient par le chélidonate bicalcique et le nitrate de plomb. Si l'on mélange les deux liquides à l'état étendu, il se produit des paillettes brillantes, ou bien de fines aiguilles qui se déposent promptement.

Ce sel est peu soluble dans l'eau, fort peu soluble aussi dans l'acide nitrique très-étendu; mais il se dissout aisément dans d'autres sels de plomb, ainsi que dans l'acide nitrique concentré.

Il renferme

$$[C^7(H^2Pb^2)O^6 + aq.].$$

L'eau de cristallisation ne s'en va que par une chaleur supérieure à 100°.

Traité par l'ammoniaque, il donne du chélidonate triplombique. Ce dernier s'obtient aussi par le mélange du sel bicalcique avec de l'acétate de plomb surbasique. C'est un précipité jaune ou blanc jaunâtre et amorphe, insoluble dans l'eau et l'alcool, soluble dans les autres sels de plomb. M. Lerch suppose 1/2 et 1 1/2 éq. d'eau dans ce sel, suivant qu'il a été préparé à chaud ou à froid. Il parle aussi d'un *sel surbasique* qu'il a obtenu en précipitant à l'ébullition, par l'acétate de plomb surbasique, le chélidonate bicalcique additionné d'ammoniaque.

Chélidonate de fer. — L'acide chélidonique dissout le fer avec dégagement d'hydrogène; le protosel ainsi formé s'oxyde davantage par l'évaporation en donnant des flocons d'un jaune sale.

Le chélidonate bisodique donne par le perchlorure de fer un précipité jaune sale rougeâtre, presque insoluble dans l'eau, mais soluble dans les acides et dans un excès de perchlorure. Ce précipité donne par la calcination 32,69 pour 100 de peroxyde. Si l'on précipite un chélidonate alcalin par un grand excès de perchlorure de fer, la plus grande partie du chélidonate de fer reste en dissolution; ce liquide se fonce peu à peu par le repos et finit par devenir d'un brun noir. Cette teinte disparaît tout à fait à la longue et la liqueur redevient incolore. Il est probable que dans cette réaction le persel éprouve une réduction.

FIN DU TOME NEUVIÈME.

JOURNAL
DE PHARMACIE
ET
DE CHIMIE.

TROISIÈME SÉRIE.

TOME DIXIÈME.

PARIS. — IMPRIMERIE DE FAIN ET THUNOT,
Rue Racine, 28, près de l'Odéon.

JOURNAL

DE

PHARMACIE ET DE CHIMIE

PAR

MM. BOULLAY, J. P. BOUDET, BUSSY, SOUBEIRAN,
HENRY, F. BOUDET, CAP,
BOUTRON-CHARLARD, FREMY ET GUIBOURT.

CONTENANT

LE BULLETIN DES TRAVAUX DE LA SOCIÉTÉ DE PHARMACIE DE PARIS

ET DE LA SOCIÉTÉ D'ÉMULATION

ET SUIVI

D'UN COMPTE RENDU

DES TRAVAUX DE CHIMIE,

PAR

M. Charles GERHARDT.

Troisième série.

TOME DIXIÈME.



PARIS.
VICTOR MASSON,
Libraire des Sociétés savantes près le Ministère de l'Instruction publique,
PLACE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE.

1846.

JOURNAL
DE PHARMACIE
ET
DE CHIMIE.

IIIe SÉRIE. — TOME X. ANNÉE 1846, 2e PARTIE.

AVIS.

Les rédacteurs du *Journal de Pharmacie et de Chimie* viennent de s'adjoindre M. le professeur Guibourt en remplacement de M. Virey, décédé.

Chimie.

Recherches sur les anilides, nouvelle classe de composés organiques;

Par M. Charles Gerhardt.

(SUITE ET FIN.)

4. *Anilide sulfurique ou acide sulfanilique.*

En parlant plus haut de l'action de l'acide sulfurique concentré sur l'oxanilide, j'ai mentionné la formation d'une substance particulière, à laquelle j'ai donné le nom d'*acide sulfanilique*.

J'ai soumis ce corps à un examen attentif. Il s'obtient aussi par l'action de l'acide sulfurique sur la formanilide, ainsi que par l'action de la chaleur sur le sulfate d'aniline.

On peut, pour le préparer, employer le mélange d'oxanilide

et de formanilide, tel qu'on l'obtient en décomposant par la chaleur l'oxalate d'aniline On délaye ce mélange dans de l'acide sulfurique concentré, de manière à en former une bouillie épaisse, et l'on chauffe dans un petit ballon, par un feu modéré, tant qu'une effervescence se manifeste. Le résidu ne noircit pas si l'on opère avec soin, et il se développe un mélange d'oxyde de carbone et d'acide carbonique. Après que l'effervescence a cessé, on verse le liquide dans une capsule plate et on l'abandonnne à l'air humide; de cette manière, il se concrète en une bouillie cristalline d'acide sulfanilique. On la délaye dans l'eau froide, et, après avoir lavé les cristaux, on les dissout dans l'eau bouillante, où ils se déposent par le refroidissement à l'état de pureté.

Un autre procédé consiste à dissoudre l'aniline dans un léger excès d'acide sulfurique, à évaporer à siccité et à chauffer le résidu dans une capsule, en agitant constamment, tant qu'il se dégage des vapeurs d'aniline. Ce procédé exige quelques précautions et me paraît moins avantageux que le précédent, car le sulfate d'aniline ne fond pas, et si l'on opère sur de fortes quantités, il peut arriver que les couches inférieures se charbonnent avant que les supérieures soient attaquées. Il ne faut donc prolonger l'échauffement que jusqu'à ce que le produit, jeté dans l'eau, ne se colore plus qu'en rouge par l'acide chromique. Si l'on a chauffé trop fort, la solution aqueuse est elle-même rouge, et cette teinte n'est pas enlevée par le charbon. On fait cristalliser le produit dans l'eau bouillante.

Nous avons déjà développé la formation de l'acide sulfanilique par l'oxanilide et par la formanilide. La production de cet acide par la métamorphose du sulfate d'aniline n'est pas moins simple; si l'on opère sur de petites quantités de ce sel en cristaux, la chaleur n'en développe que de l'eau et de l'aniline, et la transformation est complète. On a d'ailleurs

$$(C^6H^7N)^2,SH^2O^4 = H^2O + C^6H^7N + C^6H^7NSO^3.$$

Obtenu d'une manière ou de l'autre, l'acide sulfanilique se présente sous la forme de lames rhombes, brillantes et d'une assez forte dimension, si l'on opère sur beaucoup de matière.

Il est très-acide et décompose les carbonates avec efferves-

cence. Il est peu soluble dans l'eau froide; l'alcool le dissout encore moins. Il neutralise parfaitement les bases.

Voici les analyses qui en établissent la composition :

I. 0gr.,368 d'acide, séché à 100°, ont donné 0gr.,566 acide carbonique, et 0gr.,147 eau.

II. 0gr.,371 d'une autre préparation ont donné 0gr.,572 acide carbonique, et 0gr.,145 eau.

III. 0gr.,406 ont donné 0gr.,164 eau.

IV. 0gr.,383 ont donné 0gr.,525 sulfate de baryte.

V. 0gr.,323 ont donné 25 c. c. d'azote, à 22° et 756 mm.

J'avais cru d'abord que l'acide sulfanilique contenait de l'eau de cristallisation, mais 0gr.,726 de cristaux séchés à l'air n'ont donné, par la dessiccation à 100° dans un courant d'air sec, que 0gr.,009 d'eau. Cette faible quantité d'eau prouve que ce n'était que de l'humidité d'interposition; l'acide sulfanilique cristallisé est conséquemment anhydre. J'ai aussi essayé d'en doser l'azote à l'état de chloroplatinate d'ammoniaque, d'après le procédé de MM. Will et Varrentrapp; 0,389 ont donné 0,243 de chloroplatinate, mais qui ne se composait en plus grande partie que de sel d'aniline.

Les déterminations relatées ci-dessus conduisent à la composition suivante :

	I.	II.	III.	IV.	V.
Carbone . .	41,9	42,0	»	»	»
Hydrogène .	4,4	4,3	4,3	»	»
Azote. . . .	»	»	»	8,6	»
Soufre. . . .	»	»	»	»	18,9

Ces nombres se traduisent par la formule $C^6H^7NSO^3$, qui exige :

C^6. .	450,00	41,6
H^7. .	43,75	4,1
N. .	87,50	8,0
S. .	200,00	18,5
O^3. .	300,00	27,8
	1081,25	100,0

L'expérience a donné un léger excès de carbone sur la quantité exigée par le calcul; cet excès provient d'une petite quantité de gaz sulfureux; d'ailleurs, la formule précédente se

trouve contrôlée par le mode de formation et par les réactions de l'acide sulfanilique.

Cet acide présente des réactions fort caractéristiques. Il se précipite à l'état de fines aiguilles quand on ajoute un acide minéral à la solution concentrée d'un sulfanilate. Sa solution aqueuse est colorée en rouge brun par l'acide chromique, sans qu'il se forme de précipité ; on sait que les sels d'aniline se précipitent, par le même réactif, en noir avec un reflet bleuâtre et cuivré, comme une cuve d'indigo.

Le chlore aqueux colore l'acide sulfanilique en cramoisi pâle, mais cette teinte passe peu à peu au rouge brun, déterminé par l'acide chromique.

Le brome présente une autre réaction ; si à une solution d'acide sulfanilique, quelque étendue qu'elle soit, on ajoute une solution aqueuse de brome, elle devient laiteuse et dépose, au bout de quelque temps, un précipité blanc et caillebotté. Faute de matière, je n'ai pas pu examiner ce produit.

Chauffé avec de la chaux potassée, l'acide sulfanilique dégage de l'aniline pure et donne du sulfate :

$$C^6H^7NSO^3 + [(KH)O] = [S(KH)O^4] + C^6H^7N.$$

Cette réaction ne permet pas de doser, par le procédé allemand, l'azote contenu dans l'acide sulfanilique. D'ailleurs toutes les anilides que j'ai fait connaître se comportent ainsi, ce qui prouve que le procédé de MM. Will et Varrentrapp n'est pas d'une application générale.

A froid, l'acide sulfanilique n'est pas attaqué par l'acide nitrique concentré ; mais quand on chauffe, il se dégage beaucoup de gaz, et il se produit un liquide rouge foncé. Celui-ci n'a donné, par le repos, qu'une matière résineuse, sans cristaux.

Lorsqu'on chauffe l'acide sulfanilique cristallisé, il émet d'abord quelques vapeurs d'eau d'interposition ; puis, sans fondre, il se charbonne, en émettant beaucoup de gaz sulfureux, en même temps qu'il passe une huile incolore qui se concrète par le refroidissement en une masse radiée. Il reste beaucoup de charbon, et si l'on emploie des cristaux, ce charbon en conserve la forme.

La masse radiée se dissout aisément dans l'eau ; la solution est

acide et présente l'odeur du gaz sulfureux. Si on l'évapore légèrement, l'odeur disparaît. La solution présente alors les réactions suivantes : elle est toujours acide aux papiers ; précipite le nitrate de baryte en blanc, soluble dans l'acide hydrochlorique ; se trouble par la potasse en séparant une huile qui n'est que de l'aniline ; développe du gaz sulfureux par l'acide sulfurique concentré ; donne par l'acide chromique et le chlorure de chaux les réactions de l'aniline.

D'après cela, l'acide sulfanilique se décompose par la chaleur, en charbon, gaz sulfureux, et une huile qui au contact de l'eau se convertit en *sulfite d'aniline.*

J'ai également examiné quelques sulfanilates, afin d'en déterminer la basicité.

Sulfanilate de soude. — On l'obtient aisément en saturant à chaud l'acide sulfanilique par du carbonate de soude ; le sel se dépose par l'évaporation spontanée en belles tables octogones qui atteignent quelquefois une assez forte dimension ; pour le purifier de carbonate de soude, on peut le faire cristalliser dans l'alcool bouillant.

Le sulfanilate de soude est insoluble dans l'éther, mais il se dissout dans l'alcool bouillant, et se dépose, par le refroidissement en aiguilles prismatiques parfaitement blanches. La solution alcoolique est précipitée par l'éther en flocons.

La composition de ce sel a été établie par les analyses suivantes :

I. 0gr.,318 de sel séché à 100° ont donné 0gr.,431 acide carbonique et 0gr.,095 eau.

II. 0gr.,339 ont donné 0gr.,420 sulfate de baryte.

III. 0gr.,427 ont donné 0gr.,151 sulfate de soude.

IV. 0gr.5465 de cristaux octogones ont perdu, par la dessiccation dans un courant d'air sec, 0gr.,0815 = 14,8 pour 100 d'eau.

On en déduit les nombres que voici, pour la composition du sel sec :

	I.	II.	III.
Carbone. . .	36,9	»	»
Hydrogène.	3,2	»	»
Soufre . . .	»	17,0	»
Sodium. . .	»	»	11,4

Ces rapports s'expriment par la formule

$$[C^{6}H^{6}Na)NSO^{3}],$$

d'après laquelle il faudrait obtenir :

		Calcul.
C^{6}. . .	450,0	36,9
H^{6}. . .	37,5	3,1
Na. . .	145,4	11,7
N.. . .	87,5	»
S. . . .	200,0	16,5
O^{3}. . .	300,0	»
	1220,4	

Le sulfanilate de soude est fort soluble dans l'eau. Les tables octogones renferment 1 équivalent d'eau de cristallisation :

Expérience (IV).	Calcul.
14,8	14,5

Quand on chauffe dans un tube le sel desséché, il fond, émet de l'eau, brunit et dégage, en se boursouflant, des vapeurs fétides et inflammables; en même temps il se condense une huile brune qui renferme de l'aniline.

J'ai obtenu une fois, je ne me rappelle plus dans quelles circonstances, du sulfanilate de soude en gros cristaux prismatiques qui m'ont paru contenir une quantité d'eau de cristallisation extraordinairement forte.

0gr.,354 de ce sel encore jaune, ont perdu, par la dessiccation à une douce chaleur sur la lampe, 0gr.,190 eau = 53,6 pour 100 de sel. 12 équivalents d'eau correspondraient à une perte de 52,5. L'expérience donne un peu plus d'eau, mais le sel restant était devenu légèrement gris, par un trop fort échauffement; il s'était d'abord fondu dans son eau de cristallisation. Abandonné au contact de l'air, après avoir été desséché, ce sel a repris son eau de cristallisation, est devenu humide et s'est même liquéfié en partie; les gouttes du sel ainsi liquéfié se sont solidifiées instantanément par l'attouchement avec une baguette.

Par la calcination à l'air libre, le sulfanilate de soude prend feu et brûle avec une flamme bleue, en émettant du gaz sulfureux; le résidu se calcine aisément à blanc.

La solution du sulfanilate de soude se trouble immédiatement par l'eau bromée, en séparant le corps blanc que j'ai signalé en parlant de l'acide sulfanilique; le liquide surnageant s'éclaircit

au bout de quelque temps. Ce corps blanc est insoluble dans un excès de potasse caustique. L'acide chromique colore la solution du sel en rouge brun.

Sulfanilate de cuivre — L'acide sulfanilique agit fort peu sur l'oxyde de cuivre, mais il dissout aisément l'hydrate de cet oxyde ; la solution concentrée est verte et dépose, par le refroidissement, de petits prismes racourcis d'un vert foncé, presque noirs à l'état sec. La solution du sel n'est pas très-foncée comparativement aux cristaux qu'elle dépose. Ceux-ci sont durs et fort brillants. Quand on chauffe les cristaux à 100°, ils ne perdent ni leur éclat ni leur couleur ; néanmoins ils renferment de l'eau de cristallisation qui ne s'en dégage qu'à une température supérieure. En effet, quand on les chauffe dans un petit tube, ils émettent de l'eau et les cristaux deviennent d'un jaune sale. Ils constituent alors le sel anhydre. Celui-ci se dépose ordinairement sur les parois de la capsule, quand on évapore un peu brusquement la solution du sel ; mais ce sel jaune se redissout de nouveau dans l'eau bouillante en donnant une solution verte.

Par la calcination, le sulfanilate de soude se boursoufle d'une manière vermiforme.

I. 0gr.,375 du sel séché au bain-marie ont donné 0,420 acide carbonique et 0,142 eau.

II 0gr.,681 d'une autre préparation ont laissé par la calcination et par le traitement avec l'acide nitrique, 0gr.,110 oxyde de cuivre = 16, 2 p. c.

On en déduit les rapports suivants :

	I.	II.
Carbone. . .	30,5	»
Hydrogène. .	4,2	»
Cuivre. . . .	»	13,0

La formule

$$[C^{12}(H^{5}Cu)NSO^{6} + 2aq]$$

exige :

C^{12}. . .	450,0	30,0
H^{10}. . .	62,5	4,2
Cu. . .	198,5	13,3
N . . .	175,0	
S. . . .	200,0	
O^{8}. . .	500,0	
	1586,0	

Sulfanilate d'ammoniaque. — L'acide sulfanilique se dissout aisément dans l'ammoniaque ; quand on abandonne la solution et qu'elle s'évapore à l'air, elle dépose de belles tables rectangulaires, assez minces et douées de beaucoup d'éclat. Ce sel est très-soluble dans l'eau.

Soumis à la calcination, il dégage du gaz sulfureux et donne la même huile que l'acide sulfanilique.

Par la dessiccation à 100°, les cristaux se ternissent.

0gr.,405 du sel séché à 100° ont donné 0 ,546 acide carbonique et 0gr.,198 eau, c'est-à-dire :

Carbone. . .	37,6
Hydrogène. .	5,4

Or la composition du sulfanilate d'ammoniaque neutre

$$[C^6H^7NSO^3,NH^3]$$

exige :

C^6. . .	450,0	37,8
H^{10}. . .	62,5	5,3
N^2. . .	175,0	
S . . .	200,0	
O^3. . .	300.0	
	1187.5	

Le *sulfanilate de baryte* s'obtient aisément par le carbonate de baryte et l'acide sulfanilique, en prismes rectangulaires, assez solubles dans l'eau.

Le *sulfanilate d'argent* se prépare par le même procédé et s'obtient en paillettes brillantes ; une partie cependant du sel paraît se réduire.

L'acide sulfanilique se dissout fort bien dans l'eau chargée d'aniline ; la solution, saturée à chaud, se prend en une bouillie d'aiguilles groupées en aigrettes. Toutefois ces premiers cristaux m'ont paru ne se composer que d'acide sulfanilique ; l'eau mère dans laquelle ils s'étaient formés a déposé, par l'évaporation spontanée, des lames d'un sel d'aniline qui correspond évidemment au sulfate d'ammoniaque anhydre de M. Henri Rose (sulfamate d'ammoniaque, Laurent).

J'ai essayé aussi l'action de l'acide sulfurique anhydre sur l'aniline, mais cette action est si énergique que la plus grande par-

tie de la matière se charbonne, lors même qu'on refroidit l'aniline, en la plaçant dans l'eau froide.

Je terminerai ce travail par quelques indications sur deux sels d'aniline.

Chloro-mercurate d'aniline.

M. Hofmann a décrit (1) sous le nom de *bichlorure de mercure et de kyanol*, une combinaison qui s'obtient, suivant lui, en mêlant du sublimé corrosif avec une solution alcoolique d'aniline ; elle renferme

$$[2C^6H^7N + 3Hg^2Cl^2].$$

Une semblable composition est tout à fait insolite, et ne s'est pas encore présentée dans les combinaisons du bichlorure de mercure avec les alcaloïdes. Les seuls rapports qu'on connaît aujourd'hui entre les équivalents d'aniline et de sel mercuriel, sont comme 1 : 1, 2 : 1 ou 1 : 2 (2).

Il m'a donc paru intéressant de vérifier moi-même l'indication de M. Hofmann.

Quand on précipite une solution alcoolique d'aniline par une solution de sublimé dans l'alcool, en ayant soin de ne pas précipiter toute l'aniline, on obtient un précipité nacré *a*; si l'on filtre et qu'on ajoute ensuite au liquide un excès de bichlorure de mercure, le précipité *b* n'a plus le même aspect; il se dépose sur le verre des cristaux aciculaires, et la masse du précipité est grenue. Si l'on fait bouillir dans l'alcool ce dernier précipité *b*, il devient d'un jaune orangé; le liquide filtré est alors d'un jaune foncé et dépose de petits cristaux orangés entremêlés de cristaux incolores.

D'après cela, la nature du chloromercurate d'aniline varie suivant que le sublimé corrosif est ou non employé en excès; pour obtenir un sel homogène, on n'a donc qu'à ajouter une

(1) *Annales de chim. et de phys.*, 1843. IX. p. 153.

(2) Voici les seuls faits connus :

Chloromercurates $[A,Hg^2Cl^2]$: ceux de quinoléine ou leucol (Hofmann), de sinamine (Will), et d'urée (Werther).

Bichloromercurates $[A,2Hg^2Cl^2]$: ceux d'alcarsine (Bunsen) et de thiosinamine (Will).

Semichloromercurates $[2A,Hg^2Cl^2]$: celui de nicotine (Ortigosa).

solution alcoolique de bichlorure de mercure à une solution également alcoolique d'aniline, en ayant soin de ne pas précipiter toute l'aniline, à jeter sur un filtre et à laver avec un peu d'alcool. Alors toute la matière se présente en paillettes nacrées.

J'ai dosé le carbone d'un semblable produit.

0,516 ont donné 0,590 acide carbonique, c'est-à-dire

Carbone. . . . 31,2

Or la formule

$$[(C^6H^7N)^2,Hg^2Cl^2]$$

semblable à celle du chloromercurate de nicotine, exige les nombres suivants :

C^{12}. . . .	900,0	31,6
H^{14}. . . .	87,5	
N^2. . . .	175,0	
Hg^2 . . .	1250,0	
Cl^2. . . .	450,0	
	2862,5	

Il est évident, d'après cela, que M. Hofmann a analysé un corps impur ou un mélange.

Le chloromercurate d'aniline ne se laisse pas dessécher à chaud; du moins à 60° il dégage déjà un peu d'aniline, sans cependant que les cristaux changent d'aspect; ils ne font qu'acquérir une légère teinte jaune.

Le *phosphate* et l'*arséniate d'aniline* ressemblent entièrement au chloromercurate, quant à l'aspect. J'ai essayé de préparer la phosphanilide en soumettant le phosphate à l'action de la chaleur; mais la métamorphose ne réussit pas ainsi, la plus grande partie de l'aniline s'échappe, une autre partie se charbonne, et l'on n'obtient en définitive que de l'acide phosphorique plus ou moins coloré. Il est probable que la réaction réussirait mieux à l'aide du perchlorure de phosphore; le manque d'aniline ne m'a pas permis de m'assurer du fait.

Sulfate de cuivre et d'aniline.

Lorsqu'on ajoute du sulfate de cuivre à une solution d'aniline, il se produit un précipité vert et cristallin qui n'a pas encore été examiné.

On obtient cette combinaison à l'état de pureté, à l'aide d'une solution aqueuse et étendue de sulfate de cuivre, qu'on mélange avec de l'aniline délayée dans l'eau et étendue d'un peu d'alcool, jusqu'à disparition du trouble laiteux. A l'instant la combinaison se précipite sous forme de paillettes pistache.

Ce sel est très-stable une fois qu'il a été desséché au bain-marie; on peut alors le laver à l'eau froide, mais l'eau bouillante le décompose immédiatement.

I. 0gr.,545 desséchés à 100° ont laissé par la calcination 0gr.,128 oxyde de cuivre.

II. 0gr.,628 ont donné 0gr.,144 oxyde de cuivre.

Ces résultats donnent :

	I.	II.	Moyenne.
Cuivre. . .	18,7	18,3	18,5

D'après la formule

$$[(C^6H^7N)^2, SCu^2O^4]$$

semblable à celle du sulfate d'aniline, on aurait :

C^{12}. . . .	900,0	
H^{14}. . . .	87,5	
N^2. . .	175.0	
S	200,0	
Cu^2. . . .	397.0	18,5
O^4. . . .	400,0	
	2159.5	

Si la combinaison précédente correspondait au sulfate d'aniline acide, il aurait fallu obtenir 25,3 cuivre.

Le sulfate de cuivre bianilique se présente sous la forme de paillettes cristallines, extrêmement légères. A froid, il ne se dissout pas dans une solution aqueuse ou alcoolique d'aniline; quand on chauffe, le liquide brunit et le sel change aussi de couleur, mais sans se dissoudre. Chauffé dans un petit tube il ne dégage pas d'eau avant de se charbonner.

J'ai dit tout à l'heure que l'eau bouillante décompose ce sel. Si l'on opère dans une cornue, il passe des vapeurs d'aniline; l'eau se charge de sulfate d'aniline, tandis qu'il se dépose un sulfate de cuivre surbasique.

La décomposition par l'eau se représente de la manière suivante :

$$2[SCu^2O^4,2C^6H^7N] + H^2O = 2C^6H^7N + [SH^2O^4,2C^6H^7N] + [SCu^2O^4, Cu^2O].$$

La nouvelle combinaison n'est pas un sel double, c'est un corps du même type chimique que le sulfate d'aniline ; en effet, on a :

$SH^2O^4,2C^6H^7N$ Sulfate d'aniline.
$SCu^2O^4,2C^6H^7N$ Nouveau sel.

C'est donc le sulfate d'aniline, dans lequel 2 éq. de cuivre remplacent 2 éq. d'hydrogène.

Il existe une combinaison semblable pour l'ammoniaque ; elle a été analysée par M. Kane et se présente sous la forme d'une poudre vert-pomme, qu'un excès d'eau décompose en sulfate d'ammoniaque, ammoniaque libre, et sulfate de cuivre ; cette combinaison ammoniacale correspond au sulfate d'ammoniaque neutre :

$SH^2O^4,2NH^3$ Sulfate d'ammoniaque.
$SCu^2O^4,2NH^3$ Comb. de Kane.

Si l'on se rappelle que les alcaloïdes s'unissent non-seulement aux acides, mais à des sels métalliques de toute espèce, aux chlorures, aux nitrates, etc., on établira, je pense, une différence entre les alcaloïdes, et les oxydes métalliques auxquels on assimile à tort les premiers. Les alcaloïdes, et l'ammoniaque qui en est le type, s'unissent aux sels purement et simplement sans élimination d'eau, tandis que dans la formation des sels par les oxydes, ou les sels métalliques entre eux, il y a toujours des échanges.

La découverte du sulfate de cuivre bianilique m'a conduit à essayer la transformation de ce corps en sulfanilate. On se rappelle que

Le sulfate d'aniline $SH^2O^4,2C^6H^7N$ avait éliminé $H^2O + C^6H^7N$.
Le nouveau sel $SCu^2O^4,2C^6H^7N$ devait donc éliminer $Cu^2O + C^6H^7N$.

Cette réaction a lieu effectivement, mais seulement à une température fort élevée ; la masse devient noire par suite de l'élimination de l'oxyde de cuivre ; il se développe des vapeurs d'aniline, et si l'on délaye ensuite la masse dans l'eau, l'acide

chromique y détermine la coloration rouge caractéristique des sulfanilates. J'ai déjà fait remarquer plus haut que l'oxyde de cuivre n'est que fort peu attaqué par une solution d'acide sulfanilique.

Conclusions.

Les expériences qu'on vient de lire, démontrent l'existence d'une classe nouvelle de substances organiques auxquelles je donne le nom d'*anilides*.

Ces substances sont à l'alcaloïde aniline, ce que les amides sont à l'ammoniaque, ou ce que les éthers sont à l'alcool; comme les amides et les éthers, les anilides ont la propriété de régénérer, sous l'influence d'un acide ou d'un alcali puissant, l'aniline et l'acide qui leur a donné naissance.

De part et d'autre, mêmes équations dans le mode de production, mêmes équations dans les métamorphoses, mêmes propriétés fondamentales.

L'*oxanilide* $C^{14}H^{12}N^{2}O^{2}$ correspond à l'éther oxalique et à l'oxamide.

La *formanilide* $C^{7}H^{7}NO$ correspond à l'éther formique; la formiamide n'a pas encore été obtenue.

La *benzanilide* $C^{13}H^{11}NO$ correspond à l'éther benzoïque et à la benzamide.

L'*acide sulfanilique* $C^{6}H^{7}NSO^{3}$ correspond à l'acide sulfovinique et à l'acide sulfamique (dans le sulfate d'ammoniaque anhydre, sulfamate d'ammoniaque); les sulfanilates correspondent aux sulfovinates, et sont, comme eux, monobasiques.

Quelle que soit la théorie par laquelle on représente les éthers ou les amides, il est évident, d'après les recherches précédentes, que les anilides sont des corps de la même espèce et devront être considérés suivant la même théorie.

Les progrès de la science ne tarderont pas sans doute à nous faire connaître des conides, des quinides, des cinchonides, des nicotides, etc.

Note sur le sucre de fruit, par E. Soubeiran.

Dans le mémoire que j'ai publié dans le cahier de mai du *Journal de Pharmacie*, j'ai dit en parlant du sucre de fruit : « Ce sucre est incristallisable, bien qu'on puisse l'amener à l'état solide par une évaporation ménagée. » Cette expression, *incristallisable*, présentait un sens net à ma pensée ; elle exprimait une propriété que je devais croire suffisamment familière aux chimistes, à savoir qu'une solution de sucre de fruits qui cristallise donne des grains cristallins qui sont du glucose, et que par conséquent le sucre de fruits lui-même ne se montre pas susceptible a cristalliser. Cependant dans une conversation que j'ai eue avec M. Dubrunfaut, j'ai reconnu que le mot incristallisable avait pu être pris dans un autre sens ; si le doute a pu s'introduire dans l'esprit d'un chimiste aussi familier avec ces matières que l'est M. Dubrunfaut, à plus forte raison pourrait-il naître chez toute autre personne. Je crois donc nécessaire de rappeler ici un paragraphe d'un mémoire que j'ai publié en 1842.

« Un caractère fort curieux de ce sucre (sucre de fruits) et le plus remarquable sans doute, est la propriété qu'il a de se transformer à la longue en sucre de raisin cristallisable en choux-fleurs. Ce sucre, en sirop très-concentré, étant conservé dans un lieu frais, reste quelquefois pendant des mois sans donner le moindre indice de cristallisation ; puis on voit s'y former quelques grains dont la proportion augmente chaque jour. Ces grains, comme l'a observé M. Biot, sont du sucre de raisin avec sa déviation à droite : le sucre incristallisable a été transformé. Je me suis assuré, par des expériences suivies, que tant que le sucre en grains n'apparaît pas, le sirop n'a pas subi la moindre altération dans son pouvoir de rotation à gauche ; je n'ai même pu observer de différences notables dans ce sirop, quand déjà une partie du sucre s'était solidifiée, la partie qui cristallise entraînant sans doute à peu près autant d'eau que le sirop liquide en contient lui-même. Ainsi le sirop conserve l'état moléculaire qui le constitue sucre incristallisable tant qu'il reste liquide. C'est au moment où il se solidifie que son état moléculaire change ; en même temps son pouvoir de rotation est interverti.

Note sur la préparation de l'acide pour le toucheau; par M. A. Levol.

On doit à Vauquelin, qui s'est beaucoup occupé de l'art de l'essayeur, d'avoir fixé la composition de l'espèce d'eau régale dont on se sert pour essayer les bijoux d'or par le procédé du toucheau ; je dis les bijoux, car divers auteurs ont, à tort, rapporté d'une manière générale que cette liqueur pouvait servir à approximer le titre d'un or quelconque, tandis qu'elle ne peut réellement être utile, et Vauquelin s'était bien expliqué là-dessus, que pour établir si l'or est ou n'est pas au titre le plus ordinairement employé pour confectionner la bijouterie d'or en France, c'est-à dire celui de 750 millièmes. L'expérience a prouvé en effet que l'or à ce titre, et à plus forte raison s'il est à un titre supérieur, n'est pas sensiblement altéré sur la pierre de touche par l'eau régale de Vauquelin, qui attaque au contraire les alliages d'or notablement moins riches, en ne laissant sur la pierre qu'une trace brune dépourvue d'éclat métallique.

La recette de l'*acide pour le toucheau*, telle que Vauquelin l'a indiquée dans son *Manuel de l'essayeur*, est la suivante :

Acide nitrique à 1340 de densité, l'eau étant 1000. . . .	98	parties.
Acide muriatique à 1173.	2	—
Eau pure.	25	—

Le mélange donne des résultats dont on a lieu d'être satisfait non-seulement pour l'essai des bijoux d'or, mais aussi pour distinguer rapidement sur la pierre de touche le *maillechort* d'avec l'argent, qui produit immédiatement, sous l'influence de l'acide mixte, une trace blanche de chlorure, au lieu qu'en pareil cas le maillechort disparaît complétement. L'usage a donc suffisamment prouvé qu'il convient de conserver la composition établie par Vauquelin; toutefois, on s'explique difficilement pourquoi ce célèbre chimiste prescrivit pour l'obtenir l'emploi d'un acide nitrique très-fort que les essayeurs n'ont point à leur disposition, pour en venir finalement à l'addition d'une quantité d'eau pure assez considérable, dans le but d'en atténuer l'énergie. Cette considération m'a engagé à déterminer la densité du mélange pro-

duit en réunissant les 98 parties d'acide nitrique à 1340 (37° de Baumé), avec les 25 parties d'eau pure prescrites, afin d'arriver à préparer l'acide pour le toucheau d'une manière plus simple, moins dispendieuse, et surtout plus à la portée des essayeurs, sans rien changer cependant à sa composition fondamentale qui est généralement admise; or, j'ai trouvé 1,274 pour la densité de ce mélange, l'eau étant 1.

La densité de 1,274 équivalant à 31° de Baumé et celle de 1,173, pour l'acide muriatique, à 21°, voici comment je formule la recette de l'acide pour le toucheau :

Acide nitrique marquant 31° à l'aréomètre de Baumé. .	125 parties.
Acide muriatique marquant 21° *id*.	2 —

On voit que cette modification ne change absolument rien au fond à la recette de Vauquelin; j'ai pensé néanmoins qu'il pouvait être utile de la publier, par cette raison surtout que les essayeurs n'ont point d'ordinaire entre leurs mains l'acide concentré qu'exige cette recette, tandis qu'ils ont tous nécessairement, pour faire la reprise des cornets d'or, de l'acide nitrique à 32° de Baumé, au moyen duquel il leur sera très-facile de préparer eux-mêmes dans leur laboratoire l'acide pour le toucheau dont ils auront besoin, en suivant la nouvelle formule.

Mémoire sur la couleur bleue de la lumière transmise par une feuille d'or, ou par un liquide tenant en suspension des particules de ce même métal chimiquement réduit : généralité de ce phénomène, observé avec tous les corps opaques, après avoir été considéré jusqu'à ce jour, comme particulier à l'or dans un grand état de division.

Par Alphonse Dupasquier.

Quand la lumière traverse une feuille d'or battu, on sait qu'elle prend une couleur bleue très-prononcée, phénomène considéré jusqu'à présent, comme *caractéristique* à l'égard de ce métal, car on le remarque en effet également, lorsque l'or précipité chimiquement dans un liquide y reste quelque temps à l'état de suspension.

L'observation accidentelle de quelques faits isolés, m'a d'a-

bord conduit à reconnaître que ce phénomène n'est pas spécial à l'or ; plus tard, l'expérimentation m'a donné la certitude qu'il est *général aux corps opaques*, qu'il se produisait avec plus ou moins d'intensité, toutes les fois que la lumière traverse un métal réduit à l'état de feuilles extrêmement minces, ou un corps quelconque considéré comme opaque lorsque, dans un grand état de division, ce corps se trouve retenu quelque temps à l'état de suspension, soit dans un liquide, soit dans une vapeur, soit dans un gaz incolore. J'ai reconnu également par de nombreuses expériences, que ce phénomène est indépendant de la nature du fluide où s'opère la précipitation, et qu'il se manifeste d'ailleurs quelle que soit la couleur du corps solide se précipitant à l'état de particules extrêmement ténues. La transparance ou la translucidité même imparfaite des corpuscules suspendus en grand nombre dans un fluide, m'a paru seule être un obstacle à la production de ce phénomène.

Avant de rechercher la cause de cette coloration uniforme, développée par tous les corps opaques, dans un état d'atténuation extrême, il est indispensable d'indiquer les observations et les expériences qui m'ont démontré la généralité de ce phénomène, afin qu'on puisse les vérifier et s'assurer de l'exactitude de leurs résultats : c'est ce dont je vais m'occuper.

Manière de procéder à l'expérimentation.

Pour bien reconnaître la coloration bleue ou bleuâtre il faut se placer dans un lieu un peu obscur, et dans lequel la lumière diffuse arrive par une ouverture plus élevée que la tête de l'observateur. Alors, interposant par exemple une feuille métallique entre l'œil et la lumière, on aperçoit avec plus ou moins de vivacité et de pureté, le phénomène de la coloration bleue, suivant que l'atténutation de la feuille métallique, en raison de la malléabilité du métal, se trouve plus ou moins parfaite. En effet, si le phénomène est plus tranché avec les feuilles d'or, c'est principalement parce que ce métal, le plus malléable de tous, fournit des feuilles d'une ténuité et d'une égalité de structure bien supérieures à ces mêmes qualités observées dans les feuilles obtenues avec d'autres métaux. Toutefois, je dois faire remarquer que la couleur des corps n'est pas sans quelque in-

fluence sur la production du phénomène. Toutes choses égales d'ailleurs, les substances *jaunes*, *jaune rougeâtre* ou *rouges*, communiquent aux liquides dans lesquels elles se trouvent suspendues, une couleur bleue plus intense que celle obtenue par les substances autrement colorées ; ce qui semble indiquer le développement de la couleur complémentaire si bien observée par M. Chevreul. Les métaux et les composés métalliques *gris de fer*, développent aussi avec intensité cette coloration bleue.

Les corps *blancs* ou *incolores* sont, du reste, ceux qui manifestent le plus faibl ment ce phénomène de coloration bleue ; toutefois, il en est un assez grand nombre qui le produisent d'une manière assez tranchée pour donner la certitude que les corps blancs ne font point exception à la loi générale que j'ai observée.

1° *Expériences faites avec des feuilles métalliques autres que les feuilles d'or pur.*

A. *Feuilles d'argent.* La coloration bleue de la lumière transmise par ces feuilles, est sensible quoique moins intense que celle produite par les feuilles d'or.

B. *Feuilles de cuivre.* Les feuilles de cuivre étant d'une épaisseur très-irrégulière et présentant des solutions de continuité dans la substance métallique donnent un résultat moins parfait encore que les feuilles d'argent. Cependant il est des points où la coloration bleue, quoique tirant un peu sur le noir, est parfaitement reconnaissable. Dans les parties ou le métal présente le plus d'épaisseur, la lumière est quelquefois plus ou moins complétement interceptée, ce qui établit des taches noires, dans la coloration d'un bleu noirâtre, que détermine l'ensemble de la feuille métallique.

C. *Feuilles d'or vert* (alliage d'argent et d'or) Elles présentent d'une manière très-sensible le phénomène de coloration bleue.

2° *Expériences faites avec des métaux en poudre ou chimiquement précipités dans un liquide.*

A. *Argent précipité.* Si l'on fait passer dans une solution d'azotate d'argent le gaz hydrogène impur qui se dégage en traitant de la limaille de fer par de l'acide sulfurique étendu d'eau, le métal est assez promptement réduit et reste quelque temps en

suspension dans le liquide. En cet état, ce liquide transmet de la lumière bleue d'une nuance à peu près aussi parfaite que celle produite par l'or dans une expérience semblable.

B. *Mercure précipité.* Ce métal précipité de l'azotate mercureux par le même gaz hydrogène impur, donne lieu aussi au même phénomène de coloration, quoique d'une manière moins prononcée.

C. *Argent en poudre.* Si l'on délaye dans de l'eau de l'argent finement pulvérisé, qu'on agite bien le liquide et qu'on laisse ensuite le dépôt se former peu à peu, il arrive un moment où les particules les plus ténues du métal étant seules retenues en suspension, le phénomène de la coloration bleue se prononce d'une manière très-sensible.

Nota. Dans les expériences où l'on procède ainsi en délayant dans un liquide le corps en poudre très-fine, sur lequel on veut expérimenter, on ne distingue pas d'abord la couleur bleue, car la lumière se trouve interceptée en presque totalité; ce n'est qu'*après la chute des particules les plus grossières*, que le phénomène *devient apparent.* En général, on réussit d'autant mieux que le corps a été plus finement divisé. Il ne faut pas employer une trop grande quantité de matière, car alors il se forme d'abord un dépôt sur les parois du verre, lequel dépôt devient un obstacle à la réussite de l'expérience, à moins cependant qu'on ne le fasse tomber au fond du verre par une légère agitation. Je dois faire remarquer toutefois, qu'un léger dépôt formé sur les parois du verre, produit lui-même quelquefois la coloration bleue. Si le corps en suspension est très-lourd et le liquide qui le contient très-léger, il peut arriver que la précipitation complète soit trop rapide pour qu'on ait le temps d'observer le phénomène indiqué : dans des cas de cette nature je réussissais à le développer, en augmentant la viscosité du liquide par une substance qui s'y dissolvait rapidement. Pour l'eau, je me servais de gomme arabique; pour l'alcool ou pour l'éther, d'une matière résineuse incolore ou d'une substance grasse.

D. *Antimoine en poudre.* Ce métal en poudre, délayé dans de l'eau, le liquide *par réflexion*, paraissait gris; *par transmission*, il était bleuâtre. L'addition d'un peu de solution de gomme à l'eau, en prolongeant la suspension des particules

les plus ténues du métal, rendait le phénomène beaucoup plus sensible.

Dans une autre expérience faite avec de l'antimoine beaucoup plus finement pulvérisé, j'ai obtenu une coloration bleue bien plus sensible et bien plus foncée, sans avoir besoin d'augmenter la viscosité du liquide.

E. *Bismuth en poudre*. Ce métal a produit une coloration bleue très-sensible. En agitant un peu le liquide après quelques minutes de repos, il y avait des moments où il présentait exactement la même coloration que l'or chimiquement précipité.

F. *Arsenic métallique en poudre*. Résultat analogue à celui des expériences précédentes.

3° *Expériences faites avec des composés métalliques de couleur gris de fer ou noirâtre.*

A. *Sulfure d'antimoine*. Coloration bleue prononcée à peu près comme avec le métal.

B. *Bioxyde de manganèse*. Résultat à peu près semblable au précédent.

C. *Galène ou sulfure de plomb*, id.

D. *Cobalt arsenical de Turneberg*, id.

4° *Expériences faites avec des composés métalliques réduits en poudre très-fine et de couleur rouge ou jaune rougeâtre.*

A. *Bioxyde de mercure* (précipité rouge), délayé dans de l'eau, la coloration bleue du liquide devient très-sensible.

B. *Minium*, même résultat qu'avec le précipité rouge.

C. *Sulfure de mercure* (vermillon), coloration bleue sensible.

D. *Oxyde rouge de fer* (rouge d'Angleterre ou de Prusse), résultat analogue aux précédents.

E. *Sanguine broyée*, coloration bleue très-prononcée.

F. *Litharge anglaise*, coloration bleue très-sensible.

G. *Kermès minéral*, coloration bleue très-prononcée, analogue à celle produite par l'or.

H. Sesqui-oxyde de manganèse, id.

I. *Réalgar finement pulvérisé*, coloration bleue analogue à celle de l'or.

J. *Arseniate d'argent*, précipité en très-petite quantité par double décomposition, coloration bleue très-sensible.

5° *Expériences faites avec des substances jaunes, en poudre très-fine.*

A. *Protoxyde de plomb* (massicot), coloration bleue très-sensible.

B. *Sous-sulfate de mercure* (turbith minéral), coloration bleue, mais très-peu prononcée.

C. *Soufre sublimé*, délayé dans l'eau sans trituration préalable, coloration bleue peu prononcée.

D. *Soufre sublimé*, après trituration préalable, coloration bleue beaucoup plus sensible.

E. *Soufre précipité*, en laissant une solution d'acide sulfurique au contact de l'air, belle coloration bleue.

Cette expérience donne l'explication d'un phénomène décrit par M. Fontan en parlant des eaux sulfureuses d'Ax (Ariége); il s'agit d'un aspect bleuâtre que prennent ces eaux en se décomposant au contact de l'air. (Fontan, *Recherches sur les eaux des Pyrénées*, p. 49.)

F. *Or mussif* (sulfure d'étain), coloration bleue très-sensible.

G. *Ocre jaune* (argile colorée par le protoxyde de fer hydraté), coloration bleue prononcée.

H. *Chrômate de plomb*, coloration bleue assez sensible.

6° *Expériences faites avec un corps noir finement broyé.*

Noir d'os, bleu assez sensible, mais un peu terne.

7° *Expériences faites avec des substances blanches ou incolores.*

A. *Protochlorure de mercure*, coloration bleue peu prononcée.

B. *Bioxyde d'étain*, bleu très-peu sensible.

C. *Carbonate de plomb*, coloration bleue assez prononcée.

Nota. Beaucoup de précipités blancs présentent une coloration bleuâtre, mais généralement assez faible. Des substances organiques incolores peuvent même présenter ce phénomène : ainsi, par exemple, l'*oxamide* qui se dissout en petite quantité dans l'eau bouillante, si on la laisse précipiter par refroidissement, après avoir filtré sa solution, présente une nuance bleuâtre assez sensible.

Conclusion.

Je borne là l'indication de mes expériences, quoique j'en aie fait un beaucoup plus grand nombre : je pense que celles que je viens de citer suffiront pour convaincre de la généralité du phénomène décrit, phénomène qui n'était attribué qu'à l'or seul.

Quant à la cause du développement de la couleur bleue, dans les expériences qui viennent d'être indiquées, tient-elle à ce que les particules des corps dits opaques très-divisés ne se laissent traverser que par les rayons bleus de la lumière, ou que ces mêmes rayons, par l'effet d'une réfraction, glissent seuls entre les particules tenues en suspension. C'est là une question qu'il appartient aux physiciens de résoudre. En étudiant ces intéressants phénomènes, ils auront à rechercher aussi, si les observations que je viens de présenter, ne peuvent expliquer certaines colorations bleues que nous présente la nature, celle des glaciers par exemple, qui pourrait être due à leur état de granulation, et celle des lacs qui pourrait peut-être avoir pour cause, des particules hétérogènes très-subtiles tenues en suspension dans une masse d'eau d'une grande épaisseur, etc. etc. Pour moi j'ai seulement étudié ce phénomène de bleuissement en chimiste, et n'ai voulu que démontrer qu'une coloration indiquée comme caractère spécial de l'or, pouvait être produite avec plus ou moins d'intensité, il est vrai, par tous les corps dits opaques; qu'elle était indépendante de la nature spécifique de ces corps et constituait par conséquent un phénomène général.

Additions concernant une méthode d'essai des manganèses publiée dans ce recueil en mars 1842; *par* M. A. Levol.

Quelques personnes ayant bien voulu me faire observer que la méthode dont il s'agit avait été décrite trop brièvement et que j'aurais bien fait d'indiquer des exemples, je me décide d'autant plus volontiers à revenir aujourd'hui sur ce sujet que cela me fournira l'occasion de le compléter en traitant cette fois de la détermination des quantités d'acide consommées dans la fabrication du chlorure.

Je rappellerai d'abord que cette méthode repose sur les réactions suivantes :

$$1^{o}\ MnO^2 + 2ClH + 2FeCl = MnCl + 2HO + Fe_2Cl^3.$$
$$2^{o}\ KO.ClO^5 + 6ClH = KCl + 6HO + Cl^6.$$

Supposant invariablement pur (MnO^2), le manganèse soumis à l'essai, on en pèse une quantité qui, dans cette hypothèse, dégagerait de l'acide chlorhydrique 1 litre de chlore = 100° chlorométriques; on fait absorber tout le chlore qui s'est réellement produit, c'est-à-dire 100° — X, par une quantité de chlorure ferreux capable d'en fixer exactement 1 litre ou 100°, puis on achève la conversion du chlorure ferreux en chlorure ferrique, au moyen d'une solution de chlorate de potasse tellement constituée que pour 1 gramme elle représente 1 degré de chlore, de manière que la quantité totale X qu'il en a fallu employer donne le titre du manganèse par une simple soustraction, comme on peut le voir par les exemples suivants.

Si un manganèse essayé de cette manière a exigé 8gr,4 de solution de chlorate, pour en déduire le titre il suffira de faire ce simple raisonnement :

Le titre de manganèse soumis à l'essai + *x* solution de chlorate.	=	100° chlorométriques.
X, ou degrés appartenant au chlorate.	=	8°,4.
Différence, ou titre du manganèse	=	91°,6.

De même, on trouvera que le titre d'un manganèse dont l'essai exigera 50 grammes de la solution de chlorate sera exprimé par 100 — 50 = ... 50° chlorométriques.

Dans ce procédé, comme dans la plupart de ceux où le terme de l'opération s'annonce par la mise en liberté d'une portion de chlore, pour saisir le point d'arrêt, c'est-à-dire l'instant précis où il commence à prédominer, on a recours à des réactifs colorés que ce corps détruit facilement. J'ai d'abord fait usage de papiers teints, soit par l'indigo, soit par le tournesol, pour cet objet; mais aujourd'hui je me sers exclusivement du papier de tournesol tel qu'on le trouve chez les marchands de produits chimiques. Ce fut d'ailleurs l'emploi de ce papier qui me conduisit à corriger les titres bruts en les augmentant de $\frac{1}{2}$ degré; je dis les titres, car cette correction est la même dans tous les es-

sais, de sorte que dans les deux exemples précités, le titre du premier manganèse devient 91°,6 + 0°,5 = 92°,1 après la correction et celui du second 50° + 0°,5 = 50°,5 après avoir subi cette même correction.

Dans mon premier travail, j'ai prescrit de déterminer par la pesée la quantité de solution de chlorate nécessaire pour achever la perchloruration du fer, mais sa détermination en volume a généralement paru préférable. A la vérité, elle peut suffire si la burette est convenablement graduée; toutefois, je pense que l'on s'est fort exagéré les inconvenients de la pesée. Il ne s'agit point ici en effet de déterminations pondérales rigoureuses qui exigent beaucoup de temps et de minutieuses précautions, avec des balances d'une grande précision; une balance quelconque, pourvu qu'elle trébuche à peu près au décigramme, est tout ce qu'il faut et conduit à une exactitude très-suffisante, puisque le décigramme de la solution de chlorate représente déjà $\frac{1}{10}$ de degré chlorométrique; or, je ne crois pas qu'une pareille détermination constitue, même dans l'industrie, une difficulté sérieuse, car elle s'éloigne beaucoup de la précision qu'il faut cependant bien atteindre nécessairement dans la pesée du manganèse dont on veut apprécier le titre, soit qu'on l'essaye par cette méthode ou par une autre (1).

Je terminerai cette nouvelle publication en traitant du dosage de la quantité d'acide chlorhydrique nécessaire pour la production du chlore avec un manganèse quelconque.

---

(1) Je ne pense pas que l'on en puisse dire autant des pesées qu'exige l'appareil, très-ingénieux d'ailleurs, de MM. Frésénius et Will. On remarque en effet, dans le détail de plusieurs expériences faites avec divers manganèses par ces deux habiles chimistes, qu'ils vont jusqu'à apprécier les milligrammes dans leurs déterminations; et en effet, une semblable précision devient indispensable lorsqu'on veut se borner à constater par la perte la quantité d'acide carbonique produite, pour en déduire le titre du manganèse, car le calcul montre que 0gr.,040 de ce gaz représentent à peu près 1° de chlore ou $\frac{1}{100}$ de bioxyde par de manganèse. C'est là une cause d'inexactitude qui avait été parfaitement sentie par M. Berthier, auquel on doit une méthode fondée sur la même réaction; mais ce savant l'avait considérablement atténuée en fixant sur la baryte l'acide carbonique produit.

Lorsque le titre d'un manganèse est connu, s'il était possible d'en séparer le bioxyde pur, qu'il renferme ou qu'il représente, rien ne serait plus facile que de déterminer par le calcul la quantité d'acide chlorhydrique nécessaire pour produire du chlore avec cette partie, la seule utile, mais il n'en est point ainsi d'ordinaire; la plupart du temps les manganèses portent des gangues plus ou moins solubles dans l'acide chlorhydrique, dont elles augmentent sans utilité, mais inévitablement la consommation; cette circonstance oblige, quand on veut établir d'une manière complète la valeur vénale des manganèses, à les considérer sous deux points de vue différents :

1° Celui de leur titre.

2° Celui beaucoup moins important, mais qui néanmoins n'est point à négliger, surtout aujourd'hui, de la quantité d'acide qu'ils consomment dans la préparation du chlore.

Le procédé le plus simple et le plus véritablement à la portée des industriels qui ait été indiqué pour répondre à cette seconde question, consiste à déterminer la quantité de marbre que peut dissoudre la liqueur résultant du traitement, à chaud, d'un poids connu de manganèse sur une quantité également connue d'acide chlorhydrique, en y ajoutant les produits volatils recueillis dans l'eau : on emploie le marbre en excès et l'expérience exige plusieurs heures, car elle dure autant que persiste le dégagement d'acide carbonique. Pour l'industrie la nécessité d'un aussi long espace de temps pour arriver à une conclusion est déjà un grand inconvénient; mais un plus grand encore, et qui frappe d'erreur grave à peu près tous les résultats, c'est que le carbonate de chaux décompose, comme tous les chimistes le savent, les sels de fer au maximum. Or, il n'est guère de manganèse qui ne renferme du fer, et ne s'y trouvât-il pas naturellement au maximum, il ne tarderait pas à y passer complétement sous l'influence du chlore en présence.

J'ai tâché d'écarter de ce procédé toutes ces fâcheuses circonstances et je crois y être parvenu, d'après les considérations suivantes.

Pour éviter premièrement l'obligation embarrassante de recueillir le gaz chlorhydrique abandonné par l'acide concentré sous l'influence de la chaleur, j'étends cet acide de son poids

d'eau de manière à le réduire sensiblement à la densité de 1,094 où il distille intégralement à 110° centigrades, comme Dalton l'a démontré (1) ; en second lieu, je ramène le fer au minimum à l'aide du cuivre ; ce métal fournit pour cet usage le moyen le plus commode d'arriver à un pareil résultat : on se le procure beaucoup plus facilement qu'aucune autre substance pouvant produire le même effet ; ses dissolutions ne sont point précipitables par le carbonate de chaux, et son emploi ne complique nullement les manipulations, qui se font alors ainsi qu'il suit. On pèse comme pour établir le titre 3gr.,980 de manganèse, on les introduit dans le matras avec 100 grammes d'acide chlorhydrique concentré que l'on se propose d'employer pour obtenir le chlore en grand : cette quantité se mesure dans un vase jaugé au moyen duquel on ajoute ensuite un égal volume d'eau ; on met alors dans la liqueur une lame mince de cuivre rouge, puis on introduit dans le col du matras un bouchon dans lequel passe le bec d'une allonge destinée à condenser la buée, et l'on fait bouillir jusqu'à ce que le résidu paraisse blanc (2).

Après avoir laissé refroidir l'appareil pendant quelques minutes, on verse de l'eau par l'allonge afin de la laver, et en

---

(1) Cet acide ainsi étendu s'affaiblit encore à mesure qu'il attaque le manganèse, et Dalton a également établi qu'un acide chlorhydrique d'une densité inférieure à 1,094 perd de l'eau et se concentre jusqu'à ce qu'il ait atteint cette densité. Aussi, dans un essai fait avec l'acide à 1,094, dans un appareil distillatoire, n'ai-je recueilli, en distillant le tiers de la liqueur, qu'un produit marquant 0° à l'aréomètre de Baumé et ne dissolvant pas sensiblement de marbre.

(2) J'avais d'abord employé le cuivre sous forme de planures mêlées au manganèse à poids égal, et la réaction était alors si complète qu'il ne se dégageait pas trace de chlore, mais l'excès de cuivre qui restait mêlé avec la matière insoluble ne permettait pas d'apprécier aussi facilement le moment où l'acide a épuisé son action sur le manganèse ; la lame de cuivre, au contraire, reste isolée du résidu et permet de juger immédiatement de sa couleur. Le fer est d'ordinaire ramené en entier au minimum, lorsque ce résidu paraît blanc ; mais par précaution, il est bon de faire bouillir encore quelques instants après ce terme. S'il n'y avait aucun résidu, l'ébullition serait continuée un moment après la disparition des matières solubles, mais ce dernier cas est excessivement rare.

même temps pour refroidir et étendre la dissolution qui devient alors incolore, le fer s'y trouvant ramené au minimum. On transvase cette liqueur, en y ajoutant l'eau de lavage du matras, dans un verre à pied de 1 litre au moins de capacité; la forme de ce vase, que la liqueur avec l'eau de lavage ne doivent remplir qu'en partie, est très-convenable pour éviter les pertes qui pourraient résulter des projections dans la seconde phase de l'opération, la saturation, que je fais au moyen de la craie (blanc d'Espagne). Pour cela, ayant déterminé dans une expérience spéciale combien de cette matière a été nécessaire pour saturer exactement 100 grammes de l'acide chlorhydrique concentré qui doit servir à la préparation du chlore (1), on en pèse une masse quelconque dont on projette des petites quantités à la fois dans l'acide ayant servi à dissoudre les 3^{gr},980 de manganèse, jusqu'à l'instant où il ne se produit plus d'effervescence. La quantité de craie étant connue par une seconde pesée, il est alors très-facile d'en déduire l'acide absorbé tout à la fois par le manganèse et par la partie soluble de sa gangue.

Je citerai deux exemples sur deux échantillons de manganèse de richesses très-différentes.

1° 3^{gr},980 de manganèse à 87°, 7, traités par 100 grammes d'acide chlorhydrique à 20°, pouvant dissoudre 47 grammes de craie, ont donné une liqueur dont la saturation a exigé 38 grammes de cette même craie.

La proportion suivante, 47 : 100 :: 38 : x, fait connaître qu'il restait 80^{gr},85 d'acide libre; il en avait donc été employé 100 — 80,85 = 19^{gr},15,

Savoir : { 17^{gr},70 pour la production du chlore (2),
et 1,45 ayant réagi sur la partie soluble de la gangue

2° 3^{gr},980 de manganèse à 59°, dissous comme le précédent, ont

(1) Après avoir mesure cette quantité, il est bon de l'étendre d'à peu près son volume d'eau avant d'effectuer la saturation.

(2) 100 degrés de chlore = 3^{gr},170, et cette quantité forme 3^{gr},26 d'acide chlorhydrique, lequel, dissous dans l'eau, produit :

10^{gr},09 d'acide aqueux marquant	20°	à l'aréomètre de Baumé.
9, 49	à	21°
8, 97	à	22°

Ces degrés étant ceux dans lesquels rentre assez généralement l'acide

exigé 36gr,8 de craie = 78gr,2 acide à 20° libre; 21gr,8 d'acide avaient donc été absorbés,

Savoir : { 11gr.,9, pour la production du chlore,
et 9,9, pour la gangue.

Pharmacie.

Sur un nouveau moyen d'enrober les pilules, par M. DORVAULT.

La forme pilulaire a reçu, dans ces dernières années, de nombreux perfectionnements. Nous venons aujourd'hui appeler l'attention des praticiens sur une amélioration encore peu connue d'eux, mais qui se répand de plus en plus; nous voulons parler de la méthode qui consiste à faire enrouler extemporanément les pilules à la manière des dragées.

Voici, pour exemples, deux formules que nous avons eues à exécuter; elles suffirent pour démontrer les avantages de cette pratique.

Première formule.

Pr. Carbonate de potasse sec.	ãã. . .	10 grammes.
Sulfate de fer pur.		
Rhubarbe pulvérisée.	ãã. . .	5 grammes.
Feuilles de noyer pulvérisées. . .		
Mucilage de gomme.		S.-q.

chlorhydrique du commerce, il deviendra très-facile, au moyen de ces données, d'établir la quantité d'acide commercial employée utilement, c'est-à-dire pour produire du chlore de la manière la moins onéreuse possible avec un manganèse quelconque dont le titre sera déterminé. Ainsi, par exemple, dans les deux cas ci-dessus,

Pour le manganèse à 87°,7, on aura 100 : 10,09 :: 87,7 × 2 : 17,7;
Pour le manganèse à 59°, 100 : 10,09 :: 59, × 2 : 11,9;

et si l'on considère que pour le bioxyde pur de manganèse qui produirait 100° de chlore, la consommation d'acide serait toujours exactement représentée par

20gr.,18 d'acide chlorhydrique à 20°,
18, 98 à 21°,
17, 94 à 22°,

on se fera immédiatement une idée assez précise de la perte d'acide qu'entraînera l'emploi d'un manganèse dont le titre sera connu, suivant la nature de la gangue qui l'accompagne.

Mêlez et divisez en 60 pilules que l'on roulera, après les avoir légèrement humectées, dans de la poudre fine de gomme et de sucre aromatisée au citron.

Deuxième formule.

Pr. Huile de croton		2 gouttes.
Amidon	ãã	50 centigrammes.
Gomme arabique		

F. S. A. 8 pilules qu'on roulera, après les avoir humectées légèrement, dans S. Q. de gomme arabique, de manière qu'elles soient parfaitement enveloppées par une couche gommeuse solide.

Rien de plus simple, au point de vue pharmaceutique, que l'enrobage des pilules tel qu'il est prescrit dans les formules ci-dessus. Les pilules faites on les met dans une boîte sphérique pareille à celle à argenter; on laisse tomber sur elles une goutte ou deux, ou mieux une quantité suffisante de sirop simple pour les humecter légèrement; on imprime à la boîte un mouvement circulaire, de manière à ce que les pilules se recouvrent de sirop uniformément; on ajoute par parties et en agitant chaque fois la poudre destinée à l'enrobage, jusqu'à ce que les pilules n'en prennent plus. On sort les pilules de la boîte; on les laisse sécher un instant et on les livre au malade. On obtiendrait des pilules dragéiformes plus parfaites en laissant bien sécher la première couche ou robe, puis procédant à l'enrobage comme la première fois. Cependant nous devons dire qu'il est impossible d'obtenir en petit le glaçage que les confiseurs, opérant en grand, peuvent donner aux dragées.

La gomme seule ou unie au sucre, pour recouvrir les pilules, a l'inconvénient de former une couche demi-transparente, et par conséquent de laisser apercevoir le noyau médicamenteux, le plus souvent d'une couleur peu agréable. On y obvierait en associant à ces deux substances de l'amidon qui donne une couche d'un blanc mat et qui a en outre l'avantage de s'opposer à l'hygrométricité du sucre. Il nous paraît donc convenable d'employer à l'enrobage des pilules un mélange à parties égales de gomme, de sucre et d'amidon que l'on aromatisera à volonté.

Cette méthode de recouvrir les pilules, méthode à la prépa-

ration de laquelle nous ne sommes peut-être pas étrangers, a plusieurs avantages. Dans la première formule, l'auteur a eu en vue de dissimuler la saveur atramentaire des médicaments, dans la seconde c'est l'action irritante sur la muqueuse du tube digestif que l'auteur a voulu prévenir. Mais elle peut avoir encore d'autres objets, comme de dissimuler une odeur repoussante, de s'opposer à l'altération et même à la déliquescence de certains corps au contact de l'air, ce que ne font nullement les poudres dans lesquelles on enroule d'habitude les pilules et ce que ne font que bien imparfaitement les feuilles d'or et d'argent dont on les recouvre aussi quelquefois. Il est vrai de dire que le procédé Garot, pour la gélatinisation des pilules, atteint parfaitement les différents buts que nous venons de signaler; mais il n'est ni aussi commode, ni aussi expéditif que celui dont nous venons de nous occuper. *J. des Connaissances médicales.*

Modification dans la confection des moxas, par M. Guépratte.

On se sert encore généralement aujourd'hui de moxas confectionnés à l'aide de coton cardé imbibé de nitrate de potasse. Cette préparation présente cependant de graves inconvénients. Le moxa ainsi composé brûle irrégulièrement, réclame l'emploi du chalumeau, et lance des flammèches qui incommodent le malade. Je ne parle pas de la nécessité de maintenir le cylindre en place avec des pinces, ni de l'odeur désagréable et de la fumée suffocante qui résultent de sa combustion.

Il est facile de faire disparaître tous ces inconvénients en se servant du moxa conseillé par M. Guépratte et qu'on prépare de la manière suivante :

On prend une pièce de calicot lavée, et on la plonge dans une solution de sous-acétate de plomb. Lorsqu'elle est bien imprégnée, on la fait sécher et on la découpe en bandelettes d'une hauteur égale à celle que l'on veut donner au moxa ; on roule ces bandelettes en les serrant peu, et on obtient ainsi un cylindre dont on retient le dernier tour par quatre points séparés. Ces *points isolés* sont préférables à la couture unique allant de haut en bas, parce que de cette façon, le moxa conserve jusqu'à la fin de l'incinération sa forme régulière.

Pour l'application, on recouvre la surface à brûler d'une dissolution de gomme arabique, de façon que le moxa adhère de lui-même, sans avoir besoin d'être maintenu.

Le contact d'une allumette avec la partie externe du cylindre l'enflamme de suite, et la combustion continue régulièrement jusqu'à la fin.

Revue Médicale.

Influence toxique des papiers de tenture de couleur verte. — Il y a déjà quelques années que M. Gmelin a éveillé l'attention publique sur les dangers auxquels exposent les papiers verts contenant des sels d'arsenic et de cuivre. La commission sanitaire du grand-duché de Bade s'étant occupée de cette question, a demandé au professeur de Heidelberg une nouvelle note dont voici le résumé :

Les tapisseries en papier *jaune*, quoique contenant de l'orpiment n'ont donné lieu, jusqu'ici, à aucun accident, à moins qu'elles n'aient été grattées, et que les ouvriers n'en aient respiré la poussière. Il n'en est pas de même des papiers *verts*, de couleur émeraude brillante, dans la fabrication desquels on emploie depuis quelque temps des acétates et des arséniates de cuivre. La même observation s'applique aux vernis à l'huile des appartements, et aux visières des casquettes.

Aux faits déjà connus, M. Gmelin en ajoute encore quelques autres.

Deux personnes couchaient dans une pièce tapissée de papier vert depuis trois ans. Elles tombèrent malades, et ne se rétablirent qu'en changeant de logement.

Dans deux maisons, l'une à Mosbach, l'autre à Eberbach, il régnait une odeur repoussante dans des chambres tapissées en papier vert.

A Neubourg, un local humide, peint en vert, exhalait aussi une odeur fétide.

M. Liebig rapporte dans les Annales de pharmacie de 1836 l'observation d'un homme qui porta pendant plusieurs années, au front, une éruption causée par une visière verte. La maladie céda comme par enchantement au changement de coiffure.

Des symptômes d'empoisonnement furent observés chez une servante qui avait frotté avec un balai une tapisserie verte.

Il y a lieu de penser que cette odeur repoussante, qu'on n'a observée que dans les chambres tapissées de papier vert, doit être attribuée aux émanations de l'arsenic, probablement combiné à une matière organique, et non vaporisé à l'état d'hydrogène arseniqué. Car ce gaz quoique très-délétère, est sans odeur. (*Gazette méd.* 1843.)

Nous avons déjà inséré dans ce recueil une note sur les accidents qui frappent les ouvriers employés dans les fabriques de papiers de tenture arseniqués. On voit par les observations rapportées plus haut que ces papiers verts sont dangereux pour le fabricant comme pour le consommateur. Ne serait-il pas bien entendu de défendre aux manufacturiers l'emploi de l'arsenic dans la confection de papier peint?

Quel grand dommage résultera-t-il de cette interdiction? Que les nuances vertes obtenues à l'aide du carbonate, ou de l'acétate de cuivre seul brilleront d'un éclat moins vif. Entre un inconvénient si minime, et l'avantage de préserver une partie intéressante de la population d'accidents multipliés et graves, un gouvernement humain et tutélaire ne devra pas hésiter.

Cas d'empoisonnement par la strychnine. — Un élève en pharmacie, adonné à la boisson, avala, en sortant d'un lieu public ou il avait bu beaucoup, une certaine quantité de strychnine en solution dans l'alcool.

A l'arrivée du docteur Theinhardt, un quart d'heure après l'ingestion du poison, il déclara qu'il avait pris deux grammes de strychnine. Il était couché comme un homme bien portant, au point que le médecin refusa, malgré les assurances données par le malade, de croire à la réalité de l'empoisonnement.

Mais bientôt la scène change, des convulsions surviennent suivies de roideur générale. — Tout rentre dans l'ordre, puis, après quelques minutes, survient un nouvel accès, plus fort que le premier, accompagné de violentes secousses, et du renversement du corps en arrière.

Un troisième et un quatrième accès se succèdent presque sans interruption et avec une violence toujours croissante. Une demi-heure après la mort termine cette scène horrible.

Les doigts et les orteils, les lèvres et les gencives étaient de couleur violette; le corps, dur au toucher comme du bois, était recourbé en partie sur lui même.

Le traitement avait consisté dans un vomitif, administré sans aucun résultat. (*Gazet. des Hôpit.*)

Ce fait est remarquable surtout par le temps qui s'est écoulé entre l'ingestion du poison, et l'apparition des premiers symptômes. Probablement la mort aurait été retardée, ou prévenue, si le médecin, au lieu de rester inactif, avait fait vomir copieusement le malade, lui avait ensuite prescrit l'eau iodurée, et plus tard la morphine, en quantité suffisante.

Action remarquable de l'iodure de potassium sur le rhumatisme. — On sera peut-être étonné, en lisant cet article, du nombre toujours croissant des maladies contre lesquelles on préconise l'*iodure de potassium*. En effet, d'abord vanté contre le goître seulement, ce sel a successivement été administré contre les engorgements scrofuleux, cancéreux, dans les

cas d'hypertrophies organiques, contre certaines maladies de la peau, l'aménorrhée, et enfin la syphilis constitutionnelle.

Tout récemment encore, le hasard a mis un médecin de Bourg sur la voie d'une nouvelle application fort intéressante de l'iodure de potassium à la thérapeutique. M. Ébrard a reconnu que des frictions pratiquées sur les reins, dans le cas de *lumbago*, avec la pommade à l'iodure de potassium du Codex, enlèvent le mal avec une grande rapidité.

Certes, ce résultat était bien intéressant à vérifier, car il est peu de maladies plus douloureuses que le lumbago ou rhumatisme des muscles lombaires, et plus rebelles à la thérapeutique. Ainsi, les sangsues, les ventouses, les frictions irritantes, la vésication, l'électro-puncture, qu'on emploie ordinairement contre cette maladie, n'en triomphent qu'au bout d'un certain nombre de jours, pendant lesquels le patient souffre cruellement et du mal, et des remèdes.

Les observations que j'ai recueillies confirment de tout point l'expérience de M. É rard. J'ai vu en effet un lumbago des plus douloureux s'amender sur l'heure sous l'influence des frictions avec l'iodure de potassium, et disparaître entièrement avant le troisième jour. Le rhumatisme était si douloureux, que le malade, homme robuste, s'était évanoui le jour même où je le vis. Il souffrait dans une progression toujours croissante depuis soixante-douze heures.

Un de mes honorables confrères, auquel j'avais parlé du nouveau remède, m'a fait connaître qu'il avait réussi merveilleusement à une jeune dame souvent rhumatisante, et chez laquelle un *lumbago* des plus violents s'était manifesté. Plusieurs frictions pratiquées sur le siége des douleurs en firent complétement justice en *moins de vingt-quatre heures*, au point que la malade qui, la veille au soir, restait immobile sur son lit et incapable de faire le moindre mouvement, se promenait le lendemain sans gêne et sans malaise.

Le lumbago n'est pas la seule maladie rhumatismale qui cède à l'iodure de potassium. J'ai employé ce sel avec un succès rapide chez une dame atteinte d'une inflammation rhumatismale des muscles de la cuisse.

Comment agit le médicament? Est-ce comme révulsif, comme irritant? M. Ébrard ne le pense pas, se fondant sur l'absence des signes qui annonçent une vive excitation locale. Suivant ce médecin, l'iodure serait un spécifique du rhumatisme. Les faits que j'ai observés ne me permettent pas d'admettre complétement cette manière de voir, car j'ai constaté, à la suite de frictions iodurées répétées, une rougeur assez vive de la peau. Néanmoins, il faut évidemment faire intervenir ici une force, autre que la force révulsive.

Je me propose d'essayer la nouvelle médication : 1° dans les cas si nombreux d'inflammation rhumatismale des différents muscles de l'économie; 2° dans les cas d'inflammation rhumatismale des jointures. — Ces maladies sont si communes, si pénibles, si variées dans leurs formes, si

sujettes à récidive, si rebelles à la plupart des médications, que ce serait un service signalé à rendre à la thérapeutique médicale que d'indiquer un traitement capable de les faire promptement et sûrement disparaître.

— *De l'action des cantharides sur la vessie*; par le doct. TROUSSEL. — L'action irritante des cantharides sur l'appareil urinaire a été notée depuis un temps immémorial, mais ce n'est que dans ces dernières années qu'on a constaté que, sous l'influence de ces insectes, la muqueuse vésicale éprouvait une irritation et devenait le siége d'une exsudation analogue à celle de la peau.

M. le doct. Morel avait déjà, en 1837, étudié cette variété morbide, sur laquelle M. Troussel vient de nouveau d'appeler l'attention. Un de ses malades rendit par l'urètre, peu après l'application sur la peau du dos d'un vésicatoire aux cantharides, plusieurs pellicules pseudo-membraneuses En outre, il existait dans son vase de nuit une sorte de couenne, large comme le fond d'une soucoupe, et assez dense.

M. Troussel établit avec raison, dans son travail, que si les minces pellicules qu'il a observées ont pu être formées dans la vessie, et chassées à travers l'urètre, la même explication ne peut s'étendre à cette large couenne mêlée à l'urine. M. Troussel se demande si cette production n'a pas été le résultat de la coagulation au sein de l'urine d'une certaine quantité d'albumine, sécrétée par les parois vésicales.

Il nous paraît difficile d'expliquer autrement les faits, quoiqu'on n'observe rien de semblable dans l'inflammation coenneuse du larynx et de la trachée.

A son observation, M. Troussel en a joint plusieurs autres empruntées à divers auteurs, et qui prouvent que les cantharides à l'état de poussière, transportée par l'atmosphère et introduite dans le poumon, peuvent donner lieu aux mêmes accidents que quand elles sont appliquées sur la peau, et que le camphre est un moyen infidèle pour prévenir la cystite cantharidienne. (*Gazette des hôpitaux*.)

J'ai indiqué déjà, dans ce recueil, qu'en interposant une feuille de papier huilé entre la peau et le taffetas vésicant, on empêchait le plus souvent les cantharides d'irriter les voies urinaires, mais j'ai reconnu que ce moyen n'était pas non plus infaillible.

Pourquoi, dès lors, ne chercherait on pas à préparer avec l'ammoniaque, ou l'huile de croton-tiglium ou tel autre agent irritant qu'on voudrait, un emplâtre vésicant et une pommade vésicante capables de remplacer le taffetas cantharidé et les topiques épispastiques destinés à faire supporer le derme? Il est temps de s'affranchir d'accidents graves que rien ne peut faire ici prévoir ni prévenir, et qui, en privant le praticien d'agents énergiques que rien ne peut suppléer, compromettent trop souvent le salut des malades.

Vésicatoires ammoniacaux, dits aux pièces de monnaie. — M. Trousseau, après avoir examiné les divers procédés de vésication extemporanée, par l'eau bouillante, le marteau de Mayor et l'ammoniaque, et les inconvénients attachés à chacun des modes d'application de ces moyens, et principalement du dernier agent, a cru, pour les éviter, devoir adopter la manière d'opérer qui suit :

Quelques gouttes d'ammoniaque à 22°, une pièce de monnaie, deux rondelles superposées de linge demi-usé constituent l'appareil ; placez la pièce de monnaie sur le plateau d'une assiette, posez les deux rondelles de linge sur l'aire de la pièce qui doit légèrement dépasser leur diamètre ; versez de l'ammoniaque liquide sur les rondelles jusqu'à complète imbibition, et appliquez sur-le-champ ce disque, par sa *surface linge*, sur le point de la peau que vous voulez dépouiller de son épiderme, en pesant modérément sur la pièce de monnaie avec la pulpe du doigt. Au bout de dix minutes, la rougeur de la peau, à la circonférence du disque, annonce que l'opération est terminée, et qu'il est temps d'enlever le petit appareil. L'épiderme, soulevé par de légères rides, doit être détaché à l'aide de quelques frictions avec le bout de l'index, coiffé d'un linge un peu rude. La pièce de monnaie, que M. Trousseau a substituée à la coquille de noix contenant du coton ou du linge imbibé d'ammoniaque qu'il employait d'abord, fait, comme elle, l'office d'un bouclier imperméable qui s'oppose à l'évaporation de l'ammoniaque, et conserve à cet alcali toute la puissance de son action, et a, en outre, ce grand avantage de se trouver toujours sous la main et à la portée de l'opérateur. Il y a plus, c'est que suivant l'étendue qu'on veut donner à la vésication, on peut se servir de pièces de cinq francs, de deux francs, d'un franc, de cinquante centimes, ou même de vingt-cinq centimes, que leur petit volume permet d'appliquer partout.

— *Emploi de la magnésie dans le traitement de l'empoisonnement par l'acide arsénieux*; par M. Bussy. — Les conclusions du travail présenté sur ce sujet à l'Académie des sciences, le 18 mai 1846, sont :

1° Que le charbon animal purifié, proposé récemment pour combattre l'empoisonnement par l'acide arsénieux, ne saurait être employé avec succès pour cet usage ;

2° Que la magnésie pure, mais faiblement calcinée, peut absorber facilement l'acide arsénieux en dissolution, et former avec lui un composé insoluble, même dans l'eau bouillante ;

3° Qu'à l'état gélatineux, elle l'absorbe plus promptement encore ;

4° Que les animaux auxquels on a administré de l'arsenic, sont constamment sauvés lorsqu'on leur fait prendre des doses suffisantes de magnésie ;

5° Que cet antidote présente, sur ceux qui sont connus et employés, l'avantage de se rencontrer toujours prêt chez les pharmaciens ; qu'il neu-

tralise facilement et complétement le poison; qu'il peut être administré sans inconvénient à forte dose, et que ses effets thérapeutiques généraux sont par eux-mêmes en rapport avec les indications que l'on doit chercher à remplir dans ce genre d'empoisonnement.

6° Que la magnésie décompose l'émétique, les sels de cuivre, le sublimé, et qu'il y a lieu de croire qu'on pourra l'employer avec succès pour combattre et atténuer les effets de ces substances toxiques, et ceux des sels métalliques en général;

7° Que les sels des alcalis organiques, morphine, strychnine, étant également décomposés par la magnésie, l'emploi de cette substance, dans les cas d'empoisonnement par les produits organiques qui doivent leur action à la présence des alcalis végétaux, pourrait avoir pour résultat de retarder et de rendre plus difficile l'absorption du poison : c'est ce que l'auteur se propose de vérifier par des expériences ultérieures.

Congrès médical de France.

NEUVIÈME ARTICLE.

En terminant notre dernier article, nous nous engagions à publier le projet de pétition que la Commission permanente du congrès médical propose à la signature des adhérents au congrès et à celle de tous les pharmaciens de France.

Voici ce projet de pétition :

Projet de pétition pour la Chambre des Pairs et celle des Députés (1).

Association médicale de l'arrondissement de..... (2).

A Messieurs les Membres de la Chambre des..... (3).

« Messieurs,

» Les médecins, les pharmaciens et les vétérinaires de France,

---

(1) Cette pétition revêtue de signatures, soit collectives, soit individuelles doit être envoyée franco, avant le 1er novembre prochain, à M. le docteur Amédée Latour, rue Richer, 44, à Paris.

(2) On supprimera ce titre dans les pétitions individuelles, et on mettra au singulier tout ce qui est au pluriel.

Dans les localités où l'association n'est pas encore organisée, mais où l'on pourra obtenir un plus ou moins grand nombre de signatures, on remplacera ce titre par celui-ci : *Les médecins*, ou *les pharmaciens*, ou *les vétérinaires*, *de la commune* ou *du canton de*..... *département de*.. ..

(3) Indiquer ici à laquelle des deux Chambres la pétition s'adresse.

réunis en Congrès le 1er novembre 1845, se sont livrés à un travail approfondi relatif à la réforme demandée depuis cinquante ans, des lois et règlements qui régissent l'enseignement des sciences et l'exercice des professions médicales. Le volume qui contient les *actes du Congrès*, et dont un exemplaire a été remis à chacun de vous par les soins de notre Commission permanente, vous fera connaître tous les abus, tous les dangers de l'ordre actuel des choses, abus et dangers qui ne sont pas préjudiciables seulement aux professions dont nous faisons partie, mais encore à la société tout entière.

» Ce volume vous fera connaître en même temps les moyens que le Corps médical croit les plus utiles pour faire cesser, ou pour diminuer du moins, ces abus et ces dangers, et les vœux qu'il a émis à cette occasion.

» M. le Ministre de l'instruction publique, avec une sollicitude dont le Corps médical conserve une vive reconnaissance, est venu entendre l'expression de nos vœux et de nos espérances. Il en a reconnu solennellement la légitimité, l'opportunité, et il avait cru pouvoir promettre que toute satisfaction serait donnée au corps médical dans la session dernière.

» Pleins de confiance dans ces promesses, nous sommes convaincus que le désir d'apporter toute la maturité possible dans un travail de cette nature, a seul empêché M. le Ministre de l'instruction publique de présenter le projet de loi qu'il avait bien voulu nous promettre. Nous sommes également convaincus que M. le Ministre aura fait tous ses efforts pour terminer ce travail, et que ce projet vous sera soumis dans cette session même.

» Nous venons vous prier, Messieurs, de vouloir bien prendre en considération notre légitime impatience, de placer ce projet de loi à votre ordre du jour, de manière qu'il puisse être discuté et adopté en temps utile dans cette session même.

» Nous avons l'honneur d'être avec un profond respect, Messieurs, vos très-humbles et très-obéissants serviteurs. »

Depuis l'envoi de la circulaire n° 4, la Commission a reçu un grand nombre de lettres et de témoignages favorables à

son projet de pétition; et déjà dans plusieurs départements, on s'occupe de recueillir des signatures.

Le président du cercle pharmaceutique du Haut Rhin, l'honorable M. Risler, qui doit toujours être cité en première ligne parmi les hommes les plus dévoués à la dignité et aux intérêts légitimes de la pharmacie, vient d'adresser à tous les pharmaciens de son département un exemplaire de la circulaire n° 4, et de leur recommander la plus grande exactitude à la prochaine réunion du cercle, pendant laquelle la pétition sera présentée à leur signature.

Nous espérons que cet exemple aura beaucoup d'imitateurs.

F. B.

Bibliographie.

Atlas élémentaire de botanique avec le texte en regard, contenant l'organographie, l'anatomie et l'iconographie des plantes d'Europe, par E. Le Maout, docteur en médecine. Un vol. in-quarto. Prix : 15 francs. Chez V. Masson, libraire des Sociétés savantes, place de l'École de médecine, 1.

L'atlas élémentaire de botanique, que publie M. Le Maout, est sans contredit un des ouvrages les plus remarquables que nous ayons vu. Il se distingue autant par la simplicité, la netteté du texte, que par la belle exécution des figures qu'il renferme à profusion. C'est un traité de botanique simple, court, qui contient tous les éléments essentiels de la science et qui les présente aux lecteurs sous la forme la plus favorable, pour faciliter leur initiation. Ce serait la véritable botanique apprise sans maître, si ce n'était pas un excellent maître que celui qui vous présente les préceptes sous une forme accessible aux intelligences les moins préparées, et qui aide à son texte par de nombreuses figures exécutées avec une netteté qui ne laisse rien à désirer. La richesse et la beauté des figures que l'on rencontre dans l'atlas élémentaire, étonne autant que la profusion avec laquelle elles ont été répandues. Qu'il nous suffise de dire que dans ce livre, qui comprend 227 pages, il y a 2340 figures qui ont été dessinées par deux hommes dont le talent est connu, MM. Steinhell et Decaisne

La première moitié de l'atlas est un petit traité de botanique, qui comprend une exposition générale des parties qui composent la plante ;

l'organographie et l'anatomie. Cette première partie est fort bien traitée; mais ce qui fait le mérite plus spécial de l'atlas élémentaire, c'est sans contredit sa seconde moitié consacrée à la taxonomie.

Après un exposé des diverses méthodes de classification, M. Le Maout adoptant celle de M. Decandolle, expose les caractères de toutes les familles d'Europe. C'est un véritable monument scientifique, qui offre aux savants l'iconographie la plus complète qui ait encore été faite de ces familles, dans leurs caractères généraux; mais elle sera surtout d'un secours inestimable aux personnes qui ont le besoin d'apprendre. En étudiant les caractères au moyen des figures si nombreuses et si bien exécutées qui accompagnent la description des familles, elles arriveront par la voie la plus sûre à retrouver ces caractères sur les plantes mêmes. C'est là une difficulté dont peu de gens semblent se douter; on a des yeux et l'on ne voit pas, faute d'avoir appris à s'en servir. Dans l'intérêt de ceux qui commencent j'aurais voulu trouver en tête ou à la suite de chaque description générale, une exposition séparée de quelques-uns des caractères les plus saillants de la famille, dans le genre de la phrase linnéenne, et qui pussent fixer plus spécialement l'attention de l'élève. Il me semble que l'ouvrage ne comportant pas une comparaison entre les familles voisines, c'eût été là le moyen d'y pourvoir, car on ne peut se dissimuler que dans cette série de caractères qui se présentent tous sous la même forme typographique, il n'est guère possible au commençant de faire la part de l'importance relative de chacun d'eux. Cette observation, que je hasarde, n'enlève rien à la conviction que je voudrais faire partager à ceux qui liront cette petite note sur la valeur et l'utilité incontestables de l'atlas élémentaire de botanique de M. Le Maout; c'est à mon avis le livre le plus profitable que puissent prendre les personnes qui veulent s'initier à la science des végétaux.

E. Soubeiran.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 3 juin 1846.

Présidence de M. Vée.

La Société reçoit :

1° Une lettre de M. Davallon, qui remercie la Société du titre de correspondant qu'elle lui a conféré dans une de ses dernières séances;

2° Une note sur la sophistication de la résine élémi, par M. Justinien Gautier, pharmacien de Paris (renvoi à M. Dubail);

3° Une lettre de M. Hugo Reinsch sur l'ignition des fils d'archal dans l'alcool en vapeur (renvoi à MM. Boutigny et Boutron);

4° Une note adressée à M. Boullay par M. Marchand, pharmacien à Fécamp, sur un procédé pour réduire le caoutchouc en pilules (renvoi à MM. Dubuisson et Dalpiaz);

5° Une lettre de M. Second, qui promet à la Société de lui envoyer des plantes de la Martinique toutes les fois qu'il en aura de curieuses à lui offrir;

6° Une petite note de M. Miggliazhi, avec l'échantillon d'un sel dont il avait observé le dépôt dans la teinture de Mars.

La correspondance imprimée comprend :

1° Une brochure intitulée : Comptes rendus de la société royale d'Édimbourg;

2° Une autre brochure intitulée : de l'Action du sesquioxyde de fer hydraté sur l'arsenic, par Douglas Maclagan;

3° Un mémoire sur la digestion et l'assimilation des matières amyloïdes et sucrées, par M. Mialhe;

4° Une notice de MM. Turner et Douglas Maclagan sur des concrétions intestinales;

5° Une brochure sur les propriétés de la Berberine, par Douglas Maclagan;

6° Une autre sur l'épine-vinette (*Berberry tree*) de la Guyane anglaise, par Douglas Maclagan;

7° Un numéro du Journal de Pharmacie et de Chimie;

8° Le Bulletin de la Société industrielle de Mulhouse;

9° Le Répertoire de pharmacie de Buchner;

10° Les Archives de pharmacie de Wackenroder;

11° Le Pharmaceutical journal de Jacob Bell;

12° Un numéro des Annales des Mines;

13° Une brochure intitulée : Étude expérimentale et théorique

de chimie moléculaire, par Francesco Selmi (renvoi à M. Boutigny);

14° M. Foy présente, au nom de l'auteur, un volume intitulé : Déontologie médicale, ou des devoirs et des droits des médecins dans l'état actuel de la civilisation, par le docteur Max. Simon.

MM. Figuier et Decaye, pharmaciens de Paris, sont élus membres titulaires de la Société.

M. Bussy rend compte des séances de l'Institut. Il expose avec détails le travail que lui-même a présenté sur la magnésie, considérée comme antidote de l'acide arsénieux.

Ayant cherché à répéter les expériences faites récemment par divers chimistes sur l'absorption de certaines substances minérales, et particulièrement de l'acide arsénieux par le charbon, il a été conduit à essayer, au même point de vue, la magnésie calcinée. Il a reconnu que la magnésie, lorsqu'elle a été préparée à une basse température, c'est-à-dire chauffée seulement assez pour débarrasser le carbonate de son eau et de son acide carbonique, peut absorber complétement l'acide arsénieux en dissolution dans l'eau; que le composé avec excès de base qui en résulte, est entièrement insoluble dans l'eau froide et dans l'eau bouillante. Que l'absorption de l'acide arsénieux est instantanée, lorsque la magnésie est en quantité suffisante; que la présence de l'ammoniaque ne s'oppose pas à l'absorption; car si l'on mélange une dissolution d'acide arsénieux avec une dissolution de sulfate de magnésie, en quantité suffisante, et qu'on y verse un excès d'ammoniaque, la magnésie qui se précipite entraîne en combinaison la totalité de l'acide arsénieux.

Qu'il résulte de ses expériences qu'on peut faire de la magnésie une application utile à la toxicologie, non-seulement dans les cas d'empoisonnement par l'acide arsénieux, mais aussi dans les cas d'empoisonnement par les sels métalliques, le sublimé corrosif, l'acétate de cuivre, l'émétique, etc. La magnésie semble aussi, d'après M. Bussy, pouvoir être employée utilement dans les empoisonnements par les substances qui doi-

vent leur action aux sels à base d'alcalis végétaux, sels qui sont également décomposés par la magnésie ; mais le peu d'expériences qu'il a faites sur des cas de cette espèce ne lui permet pas d'avoir une opinion précise à cet égard.

Sur la demande de M. Dubail, M. Bussy essaye de fixer l'opinion de la société sur la valeur comparée de la magnésie et de l'hydrate de peroxyde de fer.

Il rappelle : 1° Que d'après les expériences de M. Orfila (*Traité de Toxicologie*), 16 grammes de peroxyde de fer hydraté, sec, absorbent 0,6 d'acide arsénieux ; que d'après M. Guibourt, 100 grammes du même hydrate, à l'état de magma, peuvent absorber et neutraliser 0,2 d'acide arsénieux. — Il affirme que la magnésie absorbe immédiatement, lorsqu'elle est convenablement préparée, 1/20 de son poids d'acide arsénieux ; que sa faculté absorbante n'est pas limitée à cette quantité ; qu'elle se manifeste encore pendant un temps fort long, et que la magnésie peut prendre un poids beaucoup plus considérable d'acide arsénieux ;

2° Que l'arsénite de magnésie ne doit pas être considéré comme doué d'une innocuité absolue, mais que dans cette combinaison, insoluble dans l'eau, les propriétés toxiques de l'acide arsénieux sont considérablement affaiblies, surtout eu égard à la grande quantité de magnésie qu'on peut administrer et dont l'excès doit avoir pour effet de s'opposer à la dissolution du sel dans les acides de l'estomac ; que sous ce point de vue l'oxyde de fer ne présente aucune supériorité sur la magnésie, car il résulte des expériences de M. Orfila, que l'arsénite de fer est vénéneux ;

3° Que le peroxyde de fer hydraté contient souvent de l'arsenic qui vient s'ajouter à celui qu'on a en vue de neutraliser ; ce qui constitue un grave embarras dans les cas de médecine légale ;

4° Que la préparation de l'hydrate de peroxyde de fer oblige à des lavages qui, quoique multipliés, sont presque toujours impuissants à lui enlever les dernières traces d'alcali ;

5° Que l'action purgative propre à la magnésie facilite l'expulsion du poison, tandis que l'action astringente du sel de fer tend plutôt à le retenir ;

6° Que la magnésie se trouve dans toutes les pharmacies.

MM. Soubeiran et Guibourt prennent successivement la parole pour démontrer que les expériences de M. Orfila, qui a introduit de l'arsénite de fer neutre dans l'estomac où se trouvent toujours des liqueurs acides, ne leur paraissent pas suffisantes pour démontrer que l'arsénite de fer est vénéneux par lui-même.

M. Guibourt ajoute à ces considérations que la magnésie telle qu'on la trouve dans la plupart des pharmacies, n'est pas de la magnésie pure et complétement calcinée comme l'entend M. Bussy, mais bien une magnésie plus ou moins carbonatée dont l'effet comme antidote, ne peut avoir la même valeur.

M. Bussy répond que cet inconvénient se trouve largement compensé par l'avantage très-grand de pouvoir administrer cette magnésie à des doses considérables sans inconvénients.

Et que d'ailleurs rien n'est plus facile que d'avoir de la magnésie convenablement calcinée.

Il reconnaît, avec M. Soubeiran, que l'arséniate de fer est une substance peu attaquable, mais qu'il n'en est pas de même de l'arsénite. Il termine en faisant observer que ce n'est pas de l'arsénite neutre sur lequel M. Orfila a expérimenté, et qu'il a reconnu vénéneux, mais de l'arsénite avec un grand excès de peroxyde de fer, tel qu'il peut se constituer dans l'estomac dans les cas d'empoisonnement.

La suite de cette intéressante discussion est ajournée à la séance prochaine.

M. Gaultier de Claubry expose à la société le procédé nouveau qu'il a imaginé pour doser l'étain au moyen de la teinture d'iode.

M. Soubeiran rend compte de deux notes : l'une de M. Oberdorffer, pharmacien à Hambourg, sur l'essai du baume de copahu ; l'autre de M. Winckler, sur une nouvelle sorte de quinquina.

M. Bouchardat fait passer sous les yeux de la société, un crustacé à divers états de développement. C'est l'*opus* des sangsues, sur lequel il a été envoyé un mémoire à la société. —

Il est chargé, avec M. Breton, de rendre compte de ce mémoire.

M. Dublanc fait un rapport sur le travail de M. Guillermond, relatif aux préparations du quinquina jaune.

M. Bourrières rend compte de deux instruments imaginés par M. Petit, mécanicien ; c'est le sparadrapier à cuvette, et le coupe-pâte à régulateur. Il propose que des remercîments soient votés à l'auteur.

M. Soubeiran fait remarquer que le sparadrapier de M. Petit se compose de pièces déjà connues, mais dont l'ensemble ne s'était pas encore trouvé réuni en un seul et même appareil. Il propose en conséquence, et par amendement, que la Commission rédige de nouveau ses conclusions dans ce sens. L'amendement de M. Soubeiran est mis aux voix et adopté.

M. Bouchardat présente à la société :

1° Un lapin cyclope ;

2° Un pain de sucre d'érable ;

3° Une racine qu'il regarde comme celle du *Convallaria polygonatum* ;

4° Un nouveau purgatif appelé Bois de Plomb ; c'est le *Dictra palustris* de la famille des Thymélées.

M. Ménier présente une vanille nouvelle venant de l'Inde, et qu'il regarde comme supérieure à celle qui vient du Mexique. Le même membre présente encore un magnifique bézoard qui a fait partie de la collection de Baumé.

M. Corriol présente deux gousses du *Bauhinia variegata*, reçues de la Martinique, et dont les graines peuvent être semées.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

CAHOURS. — Combinaisons sulfurées dérivées de l'alcool et de l'esprit de bois.

Si, au lieu de faire agir du monosulfure de potassium K^2S sur l'éther hydrochlorique ou sur les sulfovinates, on met ces corps sous l'influence de composés plus sulfurés, on peut obtenir des combinaisons organiques, dans lesquels la proportion du soufre correspond à celle des sulfures employés.

M. Cahours (1) a ainsi obtenu avec l'esprit de bois l'homologue du bisulfure d'éthyle (thialol bisulfuré G.); conformément à la théorie des radicaux, il l'appelle *bisulfure de méthyle*. C'est un liquide limpide, réfractant fortement la lumière, et doué d'une odeur d'oignon insupportable et très-persistante; sa densité est de 1,048 à 18°; à l'état de vapeur, la densité de ce corps a été trouvée égale à 3,310, ce qui correspond à 2 volumes pour la formule $C^2H^6S^2$. Il est à peine soluble dans l'eau, à laquelle il communique néanmoins son odeur; il se dissout en toutes proportions dans l'alcool et l'éther. Il bout entre 115 et 118°.

Le chlore l'attaque vivement, en produisant des tables rhomboïdales; si l'on épuise l'action, il se produit du chlorure de soufre S^2Cl^2, et du sulfure de méthyle perchloré C^2Cl^6S. Le brôme agit sur lui en produisant des corps dérivés par substitution. L'acide nitrique l'attaque vivement à chaud en produisant un acide dont les sels de baryte, de chaux et de plomb sont cristallisables.

Lorsqu'on remplace le bisulfure de K, dans la préparation précédente, par le persulfure, on obtient encore une quantité notable de bisulfure de méthyle, mais il distille en dernier lieu, à 200° environ, un produit jaunâtre que M. Cahours considère comme le *trisulfure de méthyle*.

Quand on distille un mélange de parties égales de sulfocyanure de K et de sulfométhylate de chaux, il passe avec les vapeurs

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 363.

d'eau un liquide jaunâtre pesant, qui bout entre 132 et 133° et possède une densité de 1,115 à 16°. Ce corps possède une odeur alliacée qui a quelque chose d'étourdissant. L'eau le dissout en petite quantité et en acquiert l'odeur. La potasse l'attaque à peine à froid; une dissolution alcoolique de potasse le décompose à chaud, en donnant naissance à de l'ammoniaque et à du bisulfure de méthyle. L'ammoniaque liquide l'altère assez promptement, en produisant une matière brune et une substance blanche cristalline. Le chlore l'attaque très-lentement en produisant de beaux cristaux de chlorure de cyanogène solide; il se forme en même temps une huile jaune et pesante qui se solidifie au contact de l'ammoniaque. Une dissolution alcoolique de monosulfure de K le décompose en sulfocyanure de K et bisulfure de méthyle. L'analyse de ce produit a conduit à la formule

$$C^3H^3NS.$$

C'est donc un homologue de *l'éther sulfhydrocyanique* analysé dernièrement par M. Loewig. M. Cahours a aussi obtenu ce dernier éther en distillant du sulfovinate de chaux avec du sulfocyanure de K; il lui trouve une densité de 1,020 à 16°, et un point d'ébullition à 146°.

En terminant, M. Cahours annonce qu'il a entrepris quelques recherches sur l'action que le chlore exerce sur ces corps sulfurés. Nous en rendrons compte dès que l'auteur en aura publié les résultats.

B. ROUX.—Observations sur l'acétate de cuivre.

M. Benjamin Roux, pharmacien-major de la marine, a publié quelques observations (1) sur les modifications que le verdet cristallisé éprouve de la part de la chaleur, de l'eau, de l'alcool et des acides.

Desséché à la température ordinaire, sous une cloche renfermant de l'acide sulfurique et de la chaux, ce sel ne perd aucune trace d'eau à 100°; mais à 110° de légères vapeurs commencent à se condenser, et à 140°, la déshydratation est en pleine marche; elle est faible en acide, et la perte s'élève à 9,6 pour 100 du sel

(1) *Revue scientifique*, t. XXIV, p. 5.

employé. M. Roux en conclut que le verdet cristallisé renferme :

$$[C^2(H^3Cu)O^2 + 1/2 \, aq];$$

ces rapports exigeraient 9,0 pour 100 d'eau (1).

A partir de 140°, il ne se dégage plus rien, et ce n'est qu'entre 240° et 260° qu'il se développe de l'acide acétique cristallisable. A 270°, il apparaît des vapeurs blanchâtres qui se condensent sous forme de flocons blancs et lanugineux ; la formation de ce produit est suivie d'un dégagement de gaz considérable, composé d'un mélange de gaz carbonique et de gaz combustible. Passé 330°, la décomposition du sel est complète, et l'on a un résidu rougeâtre composé en grande partie de cuivre métallique.

Le verdet peut donc servir à préparer de l'acide acétique cristallisable; les indications de M. Roux démontrent qu'il faut le dessécher préalablement entre 160° et 180°; soumis ensuite à la

---

(1) Le 1/2 éq. d'eau que donne ce résultat dans la nouvelle notation, m'a conduit à répéter cette expérience.

J'ai trouvé que le verdet cristallisé perd en effet, à 140°, 9.8 pour 100 de son poids; le liquide qui distille, m'a semblé être du vinaigre assez fort. Le dégagement des vapeurs acides commence déjà à s'effectuer à 110° environ, et elles deviennent peu à peu si intenses que la composition du résidu devrait en être affectée notablement, si elles provenaient d'une altération partielle du sel. Or, j'ai analysé ce résidu :

0,597 de sel séché à 190° ont donné 0,569 acide carbonique et 0,178 eau; de plus, 0.893 du même ont donné 0.393 oxyde de cuivre. Cela fait en centièmes : carbone 26,1 ; hydrogène 3,3 ; cuivre 35,1. La formule de l'acétate neutre sec exige : carbone 26,3 ; hydrogène 3,3, cuivre 35,1.

Le dégagement d'acide avait été si considérable qu'on aurait dû trouver une perte de quelques centièmes sur le carbone et sur l'hydrogène, et une augmentation sur le cuivre; de même, le résidu aurait dû, en se dissolvant dans l'eau tiède, la troubler par la présence d'une certaine quantité de sous-sel. Or il s'est aisément dissous en totalité, la dissolution était parfaitement limpide et d'une réaction légèrement acide.

Si l'on considère que l'acétate de cuivre neutre ne s'obtient cristallisé qu'en présence d'un excès d'acide acétique, je crois pouvoir conclure de l'expérience précédente que les *cristaux de ce sel retiennent toujours une certaine quantité de vinaigre* et non pas seulement d'eau de cristallisation comme on le croyait jusqu'à présent. On peut d'ailleurs sécher des cristaux entiers à 140° sans qu'ils perdent leur forme, seulement il en est qui décrépitent alors et éclatent comme le sel marin. Par cette dessiccation, ils deviennent d'un beau bleu, de vert foncé qu'ils sont d'abord. C. G.

distillation, il donne un acide qu'il suffit de rectifier pour avoir un produit bouillant à 120°, d'une densité de 1,063 et se congélant à +5°. La congélation de ce corps offre un fait déjà bien des fois remarqué sur d'autres liquides : au moment où elle s'opère, un thermomètre plongé dans le liquide accuse 15°,5, la température extérieure étant à 8°, et celle du mélange réfrigérant à 0°; au bout de 12 heures, longtemps après que la cristallisation s'était opérée, l'air extérieur étant à 5°, la température de l'acide était encore à 10°,5. 297 gr. de verdet cristallisé préalablement chauffé de 160 à 180° ont donné 108 gr. c'est-à-dire 36 pour 100 d'acide brut encore impur (mélangé d'un peu d'acétone et du produit blanc), et ces 108 gr. ont fourni par une nouvelle rectification 96 gr. d'acide cristallisable.

100 gr. d'acétate neutre de cuivre peuvent donc fournir un peu plus de 32 pour 100 d'acide solidifiable.

Le vert-de-gris ou sous-acétate de cuivre, soumis aux mêmes conditions de température que le sel neutre, se comporte de la même manière. De 140 à 160° il dégage de l'eau en assez grande quantité, et l'acide acétique apparaît à 240°; enfin le produit blanc survient à 270° et manifeste son apparition par un abondant dégagement de gaz (1).

Ce produit blanc présente les réactions des protosels de cuivre; M. Roux n'a pas pu en recueillir assez pour l'examiner mieux. On le considère généralement comme de l'acétate de protoxyde.

M. Jonas (2) a décrit dernièrement une nouvelle méthode pour préparer le verdet, et qui consiste à dissoudre à chaud du sulfate ou du nitrate de cuivre en poudre dans une quantité suffisante d'ammoniaque concentrée pour rendre la neutralisation du sel complète, à ajouter un excès d'acide acétique et à porter le mé-

---

(1) M. Roux ajoute à ces indications la suivante : *un autre produit basique* désigné dans le commerce sous le nom de verdet raffiné, subit encore la même action; ce sel qui est en aiguilles fines bleuâtres apparaît au microscope sous forme de rhomboèdres; M. Roux y a trouvé 40,2 pour 100 d'oxyde de cuivre. Or, c'est précisément la quantité d'oxyde que fournit le verdet cristallisé ordinaire, et l'auteur est donc dans l'erreur en croyant avoir affaire à un sous-sel particulier. C. G.

(2) *Revue scientifique*, t. XX, p. 440.

lange à l'ébullition. Pendant que le liquide chauffe, il se produit tout à coup des cristaux qui augmentent très-rapidement. Selon M. Roux ce produit ne se comporte pas comme le verdet cristallisé ordinaire ; de 140° à 260°, il dégage de l'acide acétique sans intermittence, tandis que ce dernier résiste parfaitement à cette température. Au surplus, le sel de M. Jonas renferme de l'ammoniaque, ainsi que M. Roux l'a constaté. Ce n'est donc pas simplement de l'acétate de cuivre.

M. Roux a soumis à l'analyse le produit de l'action de l'eau sur le verdet cristallisé. Ce sel se dissout dans l'eau sans altération, mais si l'on chauffe la dissolution pendant quelque temps il se dégage de l'acide acétique et l'on voit se séparer un produit bleu ou gris bleuâtre, qui se présente au microscope sous la forme d'aiguilles très-fines. Ce sous-sel renferme les éléments de 1 éq. d'acétate neutre plus 2 éq. d'hydrate de cuivre,

$$[C^4(H^3Cu)O^2,2(CuH)O],$$

ainsi que le prouvent les déterminations de M. Roux. Chauffé à 160°, il perd 9 pour 100 d'eau, c'est-à-dire 1 équiv. pour la formule précédente, et devient alors :

$$[C^4(H^3Cu)O^2,Cu^2O].$$

Le liquide dont ce sel s'est séparé, donne par le refroidissement des cristaux rhomboïdaux de verdet.

L'alcool de 34° donne le même sous-sel à la température de l'ébullition ; M. Roux en a constaté par l'analyse la parfaite identité. Par le refroidissement le liquide alcoolique, séparé du sous-sel, dépose de nombreuses aiguilles de verdet cristallisé.

Si l'on prolonge l'action de l'eau ou de l'alcool bouillants sur le sous-acétate précédent, le produit se colore et brunit de plus en plus. M. Roux pense qu'il se produit alors un autre sous-acétate *vingt-quatre fois basique*; certes une semblable composition ne serait pas plus extraordinaire que l'*acétate quarante-huit fois basique* de M. Berzélius, cependant il est plus probable que les produits bruns soumis à l'analyse n'étaient que de simples mélanges de sous-acétate et d'oxyde de cuivre.

Chauffé à 160° et traité ensuite à chaud par de l'acide acétique cristallisable, l'acétate neutre de cuivre dépose, par le refroidis-

sément, de nombreux cristaux verdâtres qui sont fort instables et perdent de l'acide acétique à l'air.

Quand on fait séjourner du verdet dans l'acide sulfurique concentré, il se convertit en un composé blanc; la masse s'échauffe et dégage beaucoup d'acide acétique. M. Roux dit que ce produit blanc est un composé d'acide sulfurique, d'oxyde de cuivre et d'eau, avec une faible quantité d'acide acétique. Ses expériences prouvent, ce me semble, que ce n'est autre chose que du *sulfate de cuivre anhydre*; il bleuit d'ailleurs à l'air humide.

Cette décomposition du verdet par l'acide sulfurique concentré peut être utilisée pour l'extraction de l'acide acétique cristallisable.

E. KOPP. — Sur la constitution des sels.

Dans une dissertation sur la valeur des formules rationnelles que les chimistes emploient pour exprimer la constitution des sels, M. Émile Kopp (1) a très-bien fait ressortir les incertitudes et les contradictions nombreuses que présente le système dualistique. Cette discussion le conduit en définitive à donner la préférence à la notation que j'ai adoptée et que nous suivons dans ces comptes rendus.

WILLIAMSON. — Combinaisons cyanurées du fer.

Certains cyanures métalliques ont la propriété de se combiner entre eux, de manière à produire des combinaisons dans lesquelles une partie du métal se trouve dissimulée et n'est plus accusée par les réactifs ordinaires : c'est ainsi que le cyanure de potassium dissout le cyanure de fer, en produisant le *sel jaune* connu sous le nom de ferrocyanure de potassium et dont ni l'ammoniaque, ni l'hydrogène sulfuré ne précipitent le fer.

Lorsqu'on fait agir du chlore sur le sel jaune, une partie du potassium se sépare à l'état de chlorure, et l'on obtient le *sel rouge* de L. Gmelin dans lequel aussi le fer est dissimulé.

Plusieurs théories ont été émises sur la constitution de ces

(1) *Revue scientifique*, XXIV, 21.

sels : ainsi on a imaginé le ferrocyanogène, le ferricyanogène et d'autres radicaux hypothétiques, dont la création a été entièrement arbitraire. Rien cependant n'est plus facile que de représenter ces sels d'après les principes qu'on a appliqués aux autres combinaisons organiques.

Lorsque le cyanure de K dissout le cyanure de Fe pour former le sel jaune, il se forme un type nouveau que j'ai appelé *polycyanure* :

$$4CKN + 2CFeN = C^6Fe^2K^4N^6 \text{ sel jaune.}$$

Ce type constitue un sel quadribasique ; dans le sel jaune la base est représentée par K^4. Ainsi que dans tous les sels, cette base peut être échangée, en partie ou en totalité, pour de l'hydrogène ou pour d'autres métaux, tandis que les autres éléments restent invariables. On a donc par exemple :

$C^6Fe^2K^4N^6$.	Sel jaune (1).
$C^6Fe^2H^4N^6$.	Acide ferrocyanhydrique.
$C^6Fe^2(KFe^3)N^6$. . .	Précipité blanc occas. par le sel jaune dans les protosels de fer.
$C^6Fe^2Mg^4N^6$.	Sels obtenus par M. Bette.
$C^6Fe^2Sr^4N^6$.	

Si les oxydes des métaux par lesquels on effectue l'échange, ont une composition correspondant à celle de l'eau H^2O, il est évident que les remplacements de K^4 par ces métaux s'exprimeront sur le papier par des équivalents en nombres entiers. Les sels précédents nous en donnent des exemples.

Cependant les mêmes échanges sont aussi opérés par des métaux dont les oxydes ne sont pas écrits, comme l'eau, par M^2O, mais par M^4O^3 ou par toute autre formule ; comme les formules n'expriment que de simples rapports, il est clair qu'on peut toujours ramener la formule de semblables oxydes à la formule de l'eau.

Le fer forme avec l'oxygène deux oxydes salifiables ; si on représente le protoxyde par FeO, le peroxyde devient Fe^2O^3 ou

---

(1) Dans les acides organiques l'*hydrogène* se trouve aussi au moins sous deux formes différentes, puisqu'une partie seulement de cet élément peut y être échangée pour du métal ; les chimistes qui admettent le ferricyanogène et le ferrocyanogène, devront donc aussi imaginer de semblables radicaux pour chaque acide organique. C. G.



bien $Fe\frac{2}{3}O$; si on écrit, comme nous, le protoxyde par Fe^2O, le peroxyde sera Fe^4O^3 ou $Fe\frac{4}{3}O$. Ce qui veut dire que le fer a deux équivalents (1): toutes choses étant égales, 1 équivalent d'hydrogène pourra être remplacé par des quantités différentes de fer. Si dans un acide, par exemple, on remplace 6,25 hydrogène par 175 fer, on produit un protosel; si on remplace ces mêmes 6,25 hydrogène par 116,66 fer, c'est-à-dire par les 2/3 du poids précédent, il en résulte un persel du même métal.

Comme ces deux poids de fer correspondent à des propriétés différentes, il y a de l'avantage à les représenter par des signes différents; nous écrirons donc

Le *ferrosum* par Fe = 175 fer.

Le *ferricum* par $Fe\beta = \frac{2Fe}{3}$ ou 116,66,

On aura par conséquent :

SH^2O^4.	Sulfate normal ou acide sulfurique.
SFe^2O^4.	Protosulfate de fer.
$SFe\beta^2O^4$. . . .	Persulfate de fer.

Les considérations précédentes nous permettront maintenant de saisir sans difficulté la composition du bleu de Prusse, ainsi que du sel rouge de L. Gmelin.

Quand on ajoute un persel de fer au sel jaune, le K est remplacé, non par du ferrosum, mais par du ferricum; on obtient alors un produit dans lequel le fer se trouve sous deux formes différentes; le bleu de Prusse est d'après cela :

$$[C^6Fe^2Fe\beta^4N^6].$$

$Fe^4\beta$ remplacent K^4 du sel jaune, les autres éléments n'ayant pas changé. Qu'arrivera-t-il si l'on fait passer du chlore dans le sel jaune? Le chlore enlevant du K il est évident que tout le système salin serait détruit, si rien ne remplissait la lacune occasionnée par cette séparation; on sait qu'il se produit alors un sel rouge, c'est encore un polycyanure, ainsi que le prouvent les réactions; mais il y a 1 équivalent de K de moins

(1) Je rappellerai ici au lecteur le mémoire de M. Laurent où cette idée se trouve développée pour la première fois (*Revue scientifique*, XIV, p. 101). C. G.

que dans le sel jaune, et, de plus, le ferrosum y est passé à l'état de ferricum : le sel jaune renfermait Fe^2 2.175 ou 350, lesquels se sont transformés en $Fe^3\beta = 3.116,66$ ou 350. De cette manière l'équilibre du système salin n'a pas été rompu davantage, et l'on a donc :

Sel jaune $[C^6Fe^2K^4N^6]$.
Sel rouge $[C^6F\not{e}^2(F\not{e}K^3)N^6]$.

On sait que les persels de fer ne sont pas précipités par le sel rouge ; cette circonstance s'explique si l'on considère que, dans la notation précédente, une partie du ferricum figure déjà dans la base.

Les observations précédentes m'ont paru nécessaires pour faire comprendre les résultats de M. Williamson (1), que nous ne pouvions pas exposer dans le système dualistique, à l'aide du ferrocyanogène et du ferricyanogène.

Les expériences de ce jeune chimiste concernent principalement les différentes substances qu'on a désignées sous le nom de bleu de Prusse.

On sait que dans la préparation de l'acide prussique par le ferrocyanure jaune, il reste une matière blanche qui contient tout le fer du ferrocyanure et une très-forte quantité de K; ce produit bleuit peu à peu à l'air, surtout en présence d'un acide libre. Il se produit alors, ainsi que M. Gay-Lussac l'a déjà observé, un sel de potasse formé par l'acide employé.

Suivant les expériences de M. Mitscherlich confirmées par celles de M. Geiger, la substance blanche renferme :

$$[C^6Fe^2(Fe^2K^2)N^6]$$

Elle correspond donc au précipité blanc occasionné par le ferrocyanure dans les protosels de fer, et qui renferme :

$$[C^6Fe^2(FeK^3)N^6]$$

Les expériences de M. Williamson sur la substance blanche s'accordent entièrement avec celles de ses devanciers.

Traitée par la potasse elle sépare du protoxyde de fer et régénère le ferrocyanure jaune.

Tous les agents qui enlèvent du potassium à ce sel blanc (le

(1) *Ann. der Chemie und Pharm.*, LVII, 225.

chlore, l'acide nitrique ou l'acide sulfurique en présence de l'oxygène), sont capables de le convertir en un composé bleu. M Williamson emploie de préférence l'acide nitrique dilué fait avec 1 vol. d'acide concentré et 20 vol. d'eau. On y délaye le sel blanc et l'on chauffe dans une capsule en agitant fréquemment; à une température ba se il ne se manifeste aucune action, mais dès que la chaleur du mélange approche de celle de l'ébullition, il se développe du bioxyde d'azote; il faut alors retirer la capsule du feu afin d'empêcher que le produit ne se souille d'autres substances. D'ailleurs, l'action se continue une fois qu'elle s'est établie; on peut s'assurer à l'aide de la potasse, si le produit est pur; si l'action a été complète, il ne donne plus de protoxyde de fer par cet agent, et, si elle n'a pas non plus dépassé le terme convenable, la liqueur filtrée ne renferme pas de sel rouge.

On obtient ainsi un corps d'un très-beau bleu violacé; l'eau mère renferme du nitrate de potasse sans aucune trace de fer. A l'état sec il n'a presque pas d'éclat cuivré comme le bleu de prusse ordinaire.

Soumis à l'analyse, il s'est trouvé contenir

$$[C^6Fe^2(Fe^2, K)N^6 + aq.]$$

Il est aisé de comprendre la réaction d'après cette formule : la moitié du potassium contenu dans le s l blanc, est enlevée par le chlore ou l'acide nitrique; et le ferrosum restant dans la base $Fe^2 = 2$, 175 ou 350 se convertit en ferricum $Fe^{2}/_{3} = 3$. 166,66 ou 350. La réaction est donc entièrement semblable à celle qui s'accomplit dans le passage du ferrocyanure jaune en sel rouge.

Au contact de la potasse, ce corps bleu donne de l hydrate de peroxyde de fer, et régénère du ferrocyanure jaune.

Chauffé avec une solution de ce dernier sel, le corps bleu donne du sel rouge et le même sel blanc dont nous avons parlé plus haut et qui se produit dans le traitement du ferrocyanure jaune par un acide pour la préparation de l'acide prussique. Or,

Sel bleu. Sel jaune. Sel rouge.

$$[C^6Fe^2(Fe^2\mathit{fe}K)N^6] + [C^6Fe^2K^4N^6] = [C^6Fe^2\mathit{fe}(Fe\mathit{fe}K^3)N^6] +$$

Sel blanc.

$$[C^6Fe^2(Fe^2K^2)N^6].$$

M. Williamson recommande même cette réaction pour préparer le sel rouge de Gmelin dans un grand état de pureté ; on sait que le procédé ordinaire ne donne pas facilement ce sel pur en grande quantité, soit à cause du chlorure de K qui trouble la cristallisation, soit à cause de la substance verte particulière dont un excès de chlore détermine la formation. Le même sel bleu peut servir indéfiniment à préparer le rouge, puisqu'il suffit de traiter le sel blanc qu'il donne en même temps, par de l'acide nitrique pour régénérer ainsi du sel bleu.

Si l'on maintient le sel bleu en ébullition avec de l'acide nitrique, il se convertit en une substance qui est d'un vert foncé velouté. Ce produit bleuit aisément au contact de la lumière et se conserve difficilement. M. Williamson n'y a trouvé qu'une très-petite quantité de K, qu'il considère comme accidentelle ; de plus, il y a trouvé 23 pour 100 de carbone, 37, 2 pour 100 de fer, et 13 5 pour 100 d'eau. Traitée par la potasse caustique, la combinaison verte sépare de l'oxyde de fer hydraté en donnant une solution rouge que précipitent en bleu les protosels et les persels de fer ; la solution portée à l'ébullition précipite également du peroxyde de fer hydraté, en même temps que la teinte du liquide s'éclaircit.

Les rapports des équivalents de carbone, de fer (ferrosum) et d'eau sont dans le produit précédent comme 14 : 10 : 5. M. Williamson suppose que c'est une combinaison de protocyanure et de percyanure de fer dans laquelle le percyanure entrerait pour une proportion double de celle qui serait contenue dans le cyanide vert de M. Pelouze ; pour ma part, je crois que c'est encore un polycyanure de la composition

$$[C^6(FeFe\beta)Fe^4\beta N^6],$$

dans lequel toute la base est représentée par du ferricum et le reste du fer non basique à la fois par du ferrosum et par du ferricum (1).

Bleu de Turnbull. — Lorsqu'on précipite un protosel de fer par le sel rouge de Gmelin, il se sépare un composé bleu, connu

(1) M. Williamson a trouvé C : Fe :: 14 : 10 ou :: 6 : $4\frac{4}{14}$ ou sensiblement :: 6 : $4\frac{1}{3}$. Or $4\frac{1}{3}$ sont $\frac{13}{3}$; dans ma formule il y a 5Feβ, c'est-

sous le nom de bleu de Turnbull et qui est estimé comme couleur.

M. Williamson a analysé ce composé avec beaucoup de soin. Si on laisse le précipité en digestion avec un excès de sel de fer, pendant quelque temps, on l'obtient finalement exempt de K ; le précipité renferme de l'eau, mais on ne peut pas le dessécher complétement sans qu'il se décompose. M. Williamson s'est donc contenté d'en déterminer le carbone et le fer ; il a trouvé 6C pour 5 Fe ; le fer y est évidemment sous deux formes, car la potasse et le carbonate de potasse séparent de la combinaison récemment précipitée de l'oxyde ferroso-ferrique en produisant du ferrocyanure jaune. Or, l'analyse de M. Williamson conduit évidemment à la formule

$$C^6Fe^3\beta(Fe\beta Fe^3)N^6]$$

d'après laquelle le bleu de Turnbull est le sel rouge de Gmelin dans lequel Fe^3 remplace K^3.

Bleu de Prusse. — L'auteur a essayé d'obtenir entièrement exempt de potasse le bleu de Prusse ordinaire, en mettant le précipité, occasionné par le ferrocyanure jaune dans le perchlorure de fer, longtemps en digestion avec ce sel ; cependant il n'a jamais pu parvenir à en extraire ainsi les dernières traces. Il a mieux réussi en précipitant l'acide ferrocyanhydrique avec un excès de perchlorure de fer.

Le précipité était d'un bleu très-foncé ; M. Williamson y a trouvé les rapports C : Fe : aq. :: 18 : 14 : 20. Le corps n'ayant été séché qu'à 30 ou 40°, l'eau doit y être en excès ; je représente en conséquence les rapports précédents par

$$[C^6Fe^2Fe^4\pounds N^6 + 6aq.]$$

à-dire $\frac{10Fe}{3}$, plus Fe ou $\frac{3}{3}$ c'est-à-dire en tout $\frac{13}{3}$ comme l'indique l'analyse de M. Williamson.

Je crois même que le cyanide vert de M. Pelouze et le nouveau produit de M. Williamson sont un seul et même corps ; remarquez qu'ils donnent tous deux les mêmes produits avec la potasse. M. Pelouze représente son cyanide vert par $[FeCy^3, Fe^2Cy^6 + 4H^2O]$, ce qui ferait dans ma notation C : Fe :: 6 : $4^1/_3$ ou $4^7/_{14}$ au lieu de $4^4/_{14}$ trouvés par M. Williamson.

C. G.



ce qui démontre que tout le potassium du sel jaune y est remplacé par du ferricum.

Le bleu de Prusse ordinaire est donc au sel jaune ce que le bleu de Turnbull est au sel rouge de Gmelin.

Par l'action de la lumière, le bleu de Prusse dégage du cyanogène. Traité par la potasse, il régénère du sel jaune en séparant du peroxyde de fer hydraté. L'acide oxalique aqueux le dissout aisément; la solution est décomposée par le carbonate de potasse, et sa couleur bleue passe alors au brun rouge. Le liquide ne sépare du peroxyde de fer que quand on le porte à l'ébullition; la solution filtrée donne par l'acide hydrochlorique un précipité bleu.

Lorsqu'on mélange une solution de ferricyanure rouge avec de l'acide sulfurique concentré, il se produit un précipité vert, lequel devient bleu par l'ébullition avec un excès d'acide sulfurique. M. Williamson a trouvé dans ce produit C : Fe : aq :: 12 : 10 : 13. On remarquera que ces rapports sont sensiblement les mêmes que ceux que M. Williamson avait trouvés dans le bleu de Turnbull; l'auteur les exprime par une formule différente. Je n'en comprends pas trop le motif, la substance se décomposant, comme le bleu de Turnbull, sous l'influence de la potasse en sel jaune et en peroxyde de fer hydraté.

M. Williamson a également examiné plusieurs précipités qui se forment par d'autres solutions métalliques et le ferrocyanure de potassium; il y a toujours trouvé de la potasse.

MONTHIERS. — Combinaison du bleu de Prusse avec l'ammoniaque.

On sait que l'ammoniaque liquide, à la manière des alcalis fixes, décompose le bleu de Prusse, en produisant du peroxyde de fer hydraté et du ferrocyanhydrate alcalin. Suivant les expériences de M. Monthiers (1), ces produits sont l'expression d'une réaction finale, et il existe une combinaison intermédiaire qu'on obtient le mieux par le procédé suivant. Dans une dissolution de protochlorure de fer pur, on verse un excès d'ammoniaque liquide

(1) *Journ. de Pharm.*, IX. 262.

et on jette le tout sur un filtre reposant sur un entonnoir dont la douille plonge dans une dissolution chaude de ferrocyanure de potassium. Au moment du mélange des deux liquides, il se forme un précipité blanc qui bleuit à l'air; quand il est devenu bleu on le met en contact avec le tartrate d'ammoniaque. Ce sel dissout fort bien à froid le peroxyde de fer formé simultanément avec le bleu.

Les analyses de M. Monthiers ont constaté dans ce produit les rapports suivants :

$$[C^6Fe^2Fe^4\not{C}N^6, 2NH^3 + 3aq.].$$

C'est donc du bleu de Prusse en combinaison avec 2 éq. d'ammoniaque. M. Monthiers le représente par

$$[Fe^7Cy^9, 9H^2O + 3N^2H^6].$$

Les alcalis fixes le décomposent immédiatement à froid, en séparant de l'ammoniaque et du peroxyde de fer. L'ammoniaque liquide n'y agit que d'une manière fort lente.

Les acides agissent sur lui comme sur le bleu de Prusse, cependant le bleu ammoniacal est plus stable. Le tartrate d'ammoniaque ne l'attaque ni à chaud ni à froid.

BOETTGER. — Préparation de l'acide chlorique.

La préparation de l'acide chlorique à l'aide de l'acide hydrofluosilicique présente un grand nombre d'inconvénients.

M. Boettger (1) propose en conséquence de remplacer ce dernier par de l'acide oxalique, cet acide donnant également un sel de soude peu soluble dans l'eau.

Voici comment il prescrit d'opérer. On prépare d'abord une solution de chlorate de soude, en dissolvant 7 p. de carbonate de soude cristallisé et 7 1/2 p. d'acide tartrique dans l'eau bouillante, et ajoutant au liquide, pendant qu'il est encore bouillant, une solution également bouillante de 6 p. de chlorate de potasse dans 16 p. d'eau. On laisse refroidir complétement afin que le tartre puisse se déposer; on filtre et on ajoute au liquide filtré une solution saturée d'acide oxalique (6 p. d'acide et 18 p. d'eau) échauffée tout au plus à 56°C; on agite vivement et on

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, LVII, 138.

place le liquide dans un mélange réfrigérant (fait avec de l'acide muriatique du commerce et du sel de Glauber non effleuri); de cette manière l'oxalate de soude se dépose et on n'a qu'à le filtrer.

L'acide chlorique ainsi obtenu n'est pas encore chimiquement pur, et pour l'avoir dans cet état et aussi plus concentré, il faudrait le traiter par du carbonate de baryte récemment précipité, faire cristalliser le chlorate de baryte, et le décomposer par l'acide sulfurique.

F. W. LUDERSDORFF. — Observation sur la levûre.

Pour décider la question de savoir si la levûre de bière est ou non de nature organisée, et si elle détermine la fermentation en vertu de cette organisation particulière, M. Lüdersdorff (1) a fait un essai avec de la levûre qu'il avait préalablement triturée sur du verre dépoli, si bien que le microscope n'y décelait plus aucune espèce de texture globulaire. Une autre portion de la même levûre, mais non triturée, fut également soumise à l'expérience.

Deux parties égales de sucre de raisin furent dissoutes chacune dans 10 p. d'eau distillée; l'une fut mélangée avec la levûre triturée, l'autre avec la levûre non triturée; toutes deux furent exposées à la température de 35° C.

Le liquide mélangé avec la levûre non triturée se mit à fermenter au bout d'une demi-heure; et l'action se continua régulièrement pendant deux jours jusqu'à ce que tout le sucre fût décomposé.

L'autre liquide où l'on avait mis la levûre broyée et désorganisée, ne développa pas la moindre bulle de gaz pendant tout ce temps.

A. WIGGERS. — Cristaux d'essence de térébenthine.

On doit à M. Wiggers une méthode pour obtenir en grande quantité la matière camphrée qui se dépose souvent dans l'essence de térébenthine humide.

---

(1) *Annal. de Poggendorff.* LXVII, 410.

L'auteur vient de communiquer quelques autres observations sur cet intéressant produit (1). Les meilleures proportions à employer pour l'obtenir en quantité notable, sont 8 p. d'essence de térébenthine, 2 p. d'acide nitrique de 1,25 à 1,3 et 1 p. d'alcool de 80 centièmes. On agite vivement et souvent ce mélange, jusqu'à ce que la matière camphrée commence à se former au bout de quelques jours; alors on abandonne le tout au repos à la température de 20 ou 25°. C'est dans la première quinzaine qu'on recueille le plus de cristaux, cependant la formation en continue encore au moins pendant six mois, mais avec plus de lenteur.

Dans l'espace de deux ans, l'auteur a pu obtenir une once de cristaux avec une livre d'essence.

Les analyses de M. Wiggers confirment les résultats antérieurs de M. Deville; les cristaux renferment

$$[C^{10}H^{20}O^{2}+aq.],$$

et perdent par la sublimation 1 éq. d'eau.

Par le gaz hydrochlorique sec, il a obtenu un liquide huileux qui avait la composition du camphre artificiel de l'essence de térébenthine, c'est-à-dire (2) :

$$[C^{10}H^{16},HCl].$$

L'auteur a aussi essayé de produire un camphre hydriodique avec les cristaux d'essence de térébenthine; mais ses tentatives ont échoué.

SCHERER. — Examen des substances extractives de l'urine.

Je me bornerai à signaler ce travail (3), dont les résultats sont plutôt du ressort de la physiologie et de la pathologie.

---

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, LVII, 247.

(2) M. Deville avait obtenu des cristaux qui avaient la composition du camphre artificiel de citron [$C^{10}H^{16}$,2HCl], ainsi qu'une petite quantité seulement de camphre liquide. C. G.

(3) *Annal. der Chem. und Pharm.*, LVII, p. 180.

WOEHLER.—Cryptolithe, nouvelle espèce minérale.

L'apatite d'Arendal en Norvège renferme des cristaux particuliers, empâtés dans la masse du minéral, et qu'on peut mettre à nu en plaçant celui-ci dans l'acide nitrique étendu ; à mesure que l'apatite se dissout, on voit paraître des prismes hexagones, très-fins, transparents et d'une couleur jaune de vin. Ordinairement ils sont mélangés avec de petits fragments de fer magnétique, d'amphibole et d'un autre minéral rouge. M. Woehler a trouvé dans les prismes de l'acide phosphorique (27,37), de l'oxyde de cérium (73,7) et une petite quantité de protoxyde de fer (1,51) ; il n'a pas pu décider si le cérium y est aussi mélangé de lanthane et de didyme, de façon que son analyse ne peut être considérée que comme approximative.

J. REDTENBACHER. — Acide contenu dans le fruit du caroubier.

Il résulte des recherches de M. Redtenbacher (1) que le caroube renferme de l'*acide butyrique* en grande quantité. Cinq livres de ce fruit lui ont donné environ une once d'acide butyrique ; toutefois, il est probable que ces proportions varient suivant l'âge du fruit. L'identité de l'acide butyrique a été constatée par l'auteur au moyen de l'analyse du sel d'argent. Le caroube est donc fort avantageux si l'on veut se procurer rapidement de l'acide ou de l'éther butyrique pur, puisqu'il suffit de distiller ce fruit avec de l'eau aiguisée de quelques gouttes d'acide sulfurique.

J. REDTENBACHER. — Composition de la taurine.

Nous avons déjà annoncé dans les Comptes rendus de l'année dernière (p. 129) que M. Redtenbacher a trouvé 26 p. 100 de soufre dans la taurine. Ce chimiste vient de publier une note sur ce fait intéressant (2).

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 177.
(2) *Ibid*, p. 170.

On constate aisément la présence du soufre dans la taurine, en calcinant ce corps sur la lame de platine; le charbon poreux qui reste alors donne du gaz sulfureux quand on le calcine davantage.

Le dosage du soufre présente quelques difficultés; il ne réussit ni avec l'acide nitrique ni avec l'eau régale qui ne l'attaquent pas. Le meilleur moyen consiste à mélanger la matière avec un mélange de nitrate et de carbonate de soude, et à la brûler dans un tube comme s'il s'agissait d'une analyse organique. On dissout le produit dans l'acide hydrochlorique et l'on précipite par un sel de baryte.

M. Redtenbacher a ainsi obtenu dans quatre expériences: 25,79 — 25,99 — 25,85 — 5,20 p. 100 de soufre. Il a également dosé les autres éléments; pour ceux-ci son analyse l'a conduit aux résultats antérieurs de M. Demarçay. La taurine renferme donc:

$$[C^2H^7N(O^3S)].$$

Il est clair d'après cela que la bile contient aussi du soufre.

Le chlore sec n'attaque pas la taurine. Fondue avec de la potasse caustique, elle donne un résidu qui, mélangé avec de l'acide sulfurique étendu, dégage de l'hydrogène sulfuré et du gaz sulfureux en même temps qu'il se sépare du soufre.

EBELMEN ET BOUQUET. — Éthers boriques, siliciques et sulfureux.

Nous avons sous les yeux deux Mémoires sur de nouveaux éthers: le premier est de M. Ebelmen (1), le second de MM. Ebelmen et Bouquet (2).

En voici les résultats.

Éthers boriques. — L'anhydride borique B^2O^3 est capable, comme l'anhydride phosphorique, de se combiner avec des proportions différentes d'eau ou d'oxyde métallique, de manière à produire des types salins différents. Jusqu'à présent les chimistes n'ont pas encore nettement distingué ces types, mais les progrès de la science les obligeront sans doute à distinguer

(1) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XVI, p. 129.
(2) *Ibid.*, t. XVII, p. 54.



un jour des métaborates et des pyroborates, semblables aux différents phosphates.

L'un des types de borates comprend des sels tribasiques; l'acide borique cristallisé en représente l'acide :

$$B^2O^3 + 3H^2O = 2\,[BH^3O^3].$$

Les borates appartenant à ce type sont alors : $[BM^3O^3]$, $[B(M^2H)O^3]$ et $[B(MH^2)O^3]$.

On sait que les acides tribasiques donnent des éthers trialcooliques ; si la règle (1) que j'ai établie pour ces corps est exacte, il faut nécessairement que l'éther borique E''' rentre dans l'expression générale :

$$E''' = a''' + 3A - 3H^2O,$$

a''' représentant 1 équivalent de l'acide tribasique, et dans le cas actuel $[BH^3O^3]$, A représentant 1 éq. d'alcool C^2H^6O. De plus, la formule qui se déduit de cette expression pour l'éther borique devra correspondre à 2 volumes de vapeur. Si l'on effectue l'opération, on trouve

$$[C^6H^{15}O^3B],$$

et un semblable corps devra se dédoubler par les alcalis en 1 éq. de borate trimétallique et 3 éq. d'alcool.

Or,

$$[C^6H^{15}O^3B] + 3[(KH)O] = BK^3O^3 + 3C^2H^6O.$$

MM. Ebelmen et Bouquet sont parvenus à obtenir cet éther précisément avec la composition qui découle des formules précédentes. Ils traitent l'alcool absolu par le chlorure de bore BCl^3; ce gaz est vivement absorbé par l'alcool absolu, la liqueur s'échauffe et se sépare en deux couches au bout de quelque temps. La supérieure renferme l'éther; la couche inférieure n'est que de l'alcool chargé d'acide hydrochlorique. Par une rectification convenable, on obtient l'éther pur et bouillant d'une manière fixe à 119°.

L'éther borique est un liquide très-mobile, tout à fait incolore, ayant une odeur particulière assez agréable, une saveur chaude et amère. Sa densité est de 0,8849; à l'état de vapeur, elle a été trouvée égale à 5,14=2 vol. pour la formule précé-

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 170.

dente. Il se dissout immédiatement dans l'eau, mais au bout de quelques instants la liqueur dépose de l'acide borique; il se dissout en toutes proportions dans l'alcool; l'air humide le décompose; il brûle au contact d'un corps en combustion, avec une belle flamme verte accompagnée de fumées épaisses d'acide borique, mais sans laisser de résidu solide.

La formation de cet éther se conçoit aisément puisque

$$BCl^3 + 3C^2H^6O = 3HCl + C^6H^{15}O^3B.$$

Les mêmes chimistes ont aussi préparé deux homologues de l'éther précédent en faisant passer du chlorure de bore dans l'esprit de bois et dans l'huile de pommes de terre. Avec le premier alcool, ils ont obtenu un liquide

$$[C^3H^9O^3B]$$

bouillant à 72°, brûlant sans résidu avec une flamme verte, et se décomposant au contact de l'eau; densité à l'état liquide =0,9551, à l'état de vapeur =3,66. L'huile de pommes de terre a donné une huile

$$[C^{15}H^{33}O^3B]$$

bouillant entre 270 et 275°, et que l'eau décompose comme les deux éthers précédents; densité à l'état liquide =0,870, à l'état de vapeur 10,55.

Outre le type borate tribasique auquel se rapportent les trois éthers dont nous venons de parler, il en existe un autre qui se produit par la combinaison de 2 éq. d'anhydride borique avec 1 éq. d'eau ou d'oxyde métallique. Dans ce second type rentre, par exemple, le borax anhydre :

$$2(B^2O^3) + Na^2O = [B^4Na^2O^7].$$

MM. Ebelmen et Bouquet ont obtenu l'acide correspondant à ce type tribasique. Ils ont constaté qu'une exposition prolongée à la température de 160° change l'acide borique cristallisé en un corps bien fondu, d'apparence vitreuse, parfaitement homogène. Cet acide renferme

$$2(B^2O^3) + H^2O = (B^4H^2O^7).$$

Quand on le chauffe à une température plus élevée, il se convertit en anhydride borique, en se boursouflant beaucoup, et le dégagement de l'eau est accompagné de fumées boriques très-sensibles.

M. Ebelmen ayant observé qu'en évaporant de l'acide borique sur de l'alcool, la perte (de 42 à 54 p. 100) occasionnée par l'acide volatilisé était beaucoup plus considérable que dans le cas où l'on évaporait de l'eau sur cet acide (5 p. 100), M. Ebelmen a soupçonné qu'il se formait avec l'alcool une combinaison volatile, et cette supposition l'a finalement conduit à la découverte de l'éther borique, correspondant au type du borax anhydre.

En effet, en distillant de l'alcool sur de l'acide borique, on finit par avoir dans la cornue un liquide visqueux d'une couleur un peu ambrée, et qui se solidifie par le refroidissement. C'est là ce nouvel éther. C'est un véritable verre transparent, mais un verre déjà un peu mou à la température ordinaire, et qu'on peut étirer en fils très-fins vers 40°. Il a une faible odeur éthérée et une saveur brûlante; étendu sur la peau, il donne lieu à une forte sensation de chaleur et se convertit en une poussière blanche d'acide borique. L'eau le décompose très-rapidement en régénérant de l'alcool. A 200°, il donne des fumées épaisses, mais quand on essaye de le distiller, il se décompose en laissant un résidu considérable d'acide borique. Il brûle avec une fumée blanche et production d'une belle flamme verte; il est soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'éther.

En appliquant à ce second éther borique la formule générale des éthers bialcooliques, on trouve les rapports

$$[C^4H^{10}O^7B^4],$$

c'est-à-dire ceux que M. Ebelmen a trouvés par l'analyse.

Soumis à l'action de la chaleur, l'éther borique précédent donne du gaz oléfiant sans noircir; plus tard il passe de l'alcool contenant beaucoup d'acide borique. L'auteur recommande cette réaction pour préparer avec facilité le gaz oléfiant. On mêle dans une cornue 4 p. d'acide borique fondu réduit en poudre fine avec 1 p. d'alcool absolu; quand on chauffe convenablement ce mélange, il s'en dégage une grande quatité de gaz oléfiant qui n'a besoin, pour être pur, que d'un lavage à l'eau pour retenir l'acide borique qu'il entraîne. Ce qui reste dans la cornue peut servir à une nouvelle opération. Quand on emploie ce procédé, il faut prendre garde à l'obstruction des tubes par lesquels le produit se dégage.

M. Ebelmen a essayé sans succès de produire des borovinates ; mais il a obtenu, avec l'esprit de bois et avec l'huile de pommes de terre, deux homologues de l'éther précédent. On retrouve dans ces trois éthers la propriété que possèdent les matières vitreuses de conserver, sur une grande longueur de l'échelle thermométrique, cet état moléculaire qu'on appelle l'état de mollesse. Ces composés sont à la température ordinaire ce qu'est le borax au rouge naissant.

Quand on distille de l'esprit de bois sur un grand excès d'acide borique, on obtient un gaz qui n'est autre chose que de l'éther méthylique.

Éthers siliciques. — L'anhydride silicique est dans le même cas que l'anhydride borique et l'anhydride phosphorique; comme eux, il se combine avec des quantités variables d'oxyde métallique, de manière à former divers types de silicates. A chacun de ces types correspondent des éthers de compositions différentes; M. Ebelmen en a préparé trois à l'aide de l'alcool et du chlorure de silicium Si^2Cl^4.

Quand on verse peu à peu de l'alcool absolu dans du Si^2Cl^4, il se produit une réaction très-vive, un dégagement abondant de gaz HCl, accompagnés d'un abaissement considérable de température ; le liquide reste limpide et incolore. Le liquide distillé dégage de l'acide HCl, puis vers 90° un produit fort acide; à partir de ce moment la température s'élève rapidement, et quand elle a atteint 160°, on change de récipient pour recueillir l'éther silicique qui distille alors. C'est un liquide limpide d'une odeur éthérée assez agréable, d'une saveur forte et poivrée, d'une densité de 0,933 à 20°. Il est insoluble dans l'eau qui le décompose peu à peu, en séparant de la silice gélatineuse. Il est combustible et brûle avec une flamme éclatante, accompagnée d'une poussière blanche de silice extrêmement divisée.

Les alcalis et même l'ammoniaque le dissolvent aisément en le décomposant.

L'analyse a constaté dans cet éther les rapports suivants :

$$[C^8H^{20}O^4Si^2],$$

c'est-à-dire que la composition de cet éther correspond à celle d'un *silicate quadribasique*. M. Ebelmen a trouvé pour densité

de vapeur, dans deux expériences, 7,18 et 7,46, ce qui correspond, pour la formule précédente, à 2 volumes. La réaction est donc, comme pour l'éther borique :

$$Si^2Cl^4 + 4C^2H^6O = 4HCl + C^8H^{20}O^4Si^2.$$

L'éther silicique dont nous parlons correspond à un type de silicate représenté par

$$Si^2O^2 + 2H^2O = [Si^2H^4O^4],$$

et dans lequel rentrent, par exemple, les grenats (1).

L'huile de pommes de terre donne, dans les mêmes circonstances, un homologue de l'éther précédent.

En faisant agir le chlorure de silicium sur de l'alcool contenant de l'eau, M. Ebelmen a obtenu deux autres éthers siliciques : l'un (bisilicate éthylique E.) forme un liquide bouillant à 350°, d'une densité de 1,079, et renfermant :

$$[C^8H^{20}O^6Si^4]$$

Il correspond à un autre type quadribasique :

$$2Si^2O^2 + 2H^2O = [Si^4H^4O^6],$$

dans lequel rentrent un grand nombre de silicates naturels, tels que les pyroxènes, la wollastonite, etc. (2). M. Ebelmen a

---

(1) Les grenats s'expriment d'une manière générale par la formule

$$[Si^2(M\beta^2M^2)O^4],$$

dans laquelle M est représenté par des quantités variables de Ca, Fe, Mn, Mg, dont la somme forme 2 équivalents par rapport à Si^2, et dans laquelle Mβ exprime Al 2/3, Cr 2/3 ou Fe 2/3, c'est-à-dire les métaux renfermés dans l'alumine, l'oxyde de chrome ou le peroxyde de fer. C. G

(2) Le pyroxène d'Arendal devient, si l'on prend pour base l'analyse de M. E. Wolff (*Journ. f. prakt. Chem.*, 1845, n° 4) :

$$[Si^4(Fe^2Ca^2)O^6].$$

La wollastonite représente le silicate de chaux neutre du même type :

$$[Si^4Ca^4O^6].$$

On pourrait dédoubler les formules précédentes, de manière à les dériver d'un type bibasique ; mais alors il y aurait une anomalie dans le point d'ébullition des éthers : le premier éther $C^8H^{20}O^4Si^2$ bouillirait à 160°, tandis que le second, représenté par $C^4H^{10}O^3Si^2$, c'est-à-dire par le même

d'ailleurs obtenu l'acide correspondant à ce type, en laissant l'éther en contact prolongé avec une atmosphère humide; la silice se solidifie alors en une masse transparente qui se contracte de plus en plus et acquiert, au bout de deux ou trois mois, l'éclat et la cassure vitreuse du quartz hyalin; en même temps cette substance devient dure et susceptible de rayer le verre, bien qu'avec difficulté. Dans certaines circonstances, on obtient par la décomposition de l'éther silicique, une véritable *hydrophane* (1).

Le troisième éther (quadrisilicate éthylique E.) se produit quand on ajoute un peu d'alcool aqueux à l'éther précédent. C'est une masse vitreuse et transparente d'une couleur un peu ambrée, et qui se ramollit par la chaleur. Quand on la chauffe plus fort, elle se décompose en se boursouflant; l'éther alcoolique précédent distille alors et il reste de la silice. Elle se dissout dans l'éther, l'alcool anhydre et les autres éthers siliciques. M. Ebelmen y a trouvé :

$$[C^8H^{20}O^{10}Si^8] ;$$

Ce troisième éther correspond conséquemment à un nouveau type silicate quadribasique, dont l'acide serait :

$$4(Si^2O^2) + 2H^2O = [Si^8H^4O^{10}].$$

En terminant son intéressant Mémoire, M. Ebelmen présente quelques considérations générales sur la composition des silicates naturels et sur la formule de l'anhydride silicique; il conclut en se prononçant en faveur de la formule SiO, qui lui paraît préférable à SiO^3 et à SiO^2, adoptées par d'autres chimistes; en effet, avec Si O les formules des silicates naturels se simplifient beaucoup. SiO correspond à $Si\,Cl^2 = 1$ vol. de vapeur; or, comme nous ramenons autant que possible les équivalents à 2 volumes, le chlorure devra se représenter par Si^2Cl^4, et

---

silicium combiné avec la moitié seulement de matière organique, ne bouillirait qu'à 350. Avec la formule double $C^8H^{20}O^8Si^4$, que nous avons adoptée, l'élévation du point d'ébullition se conçoit. Il en est de même même du troisième éther. C. G.

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 306.

l'anhydride silicique par Si^2O^3, comme nous l'avons fait dans les formules précédentes (1).

Éther sulfureux. — MM. Ebelmen et Bouquet obtiennent ce produit en faisant réagir le chlorure de soufre sur l'alcool absolu. C'est un liquide limpide et incolore, d'une odeur éthérée particulière, un peu analogue à celle de la menthe; il bout à 160° et a une densité de 1,085 à 16°. Il se dissout en toutes proportions dans l'acool; l'eau l'en précipite et le décompose peu à peu.

L'acide sulfureux étant un acide bibasique, l'éther sulfureux doit être bialcoolique. En appliquant la règle dont nous avons parlé plus haut, on trouve que deux vol. d'éther sulfureux renfermeraient

$$[C^4H^{10}O^3S];$$

c'est précisément cette composition qu'ont trouvée MM. Ebelmen et Bouquet; elle coïncide avec la densité de la vapeur qui a été trouvée égale à 4,78.

L'éther sulfureux est vivement attaqué par le chlore; sous l'influence d'une forte insolation, on obtient des cristaux de sexquichlorure de carbone C^2Cl^6, ainsi qu'un liquide très-fumant renfermant de l'aldéhyde chloré C^2Cl^4O et de l'acide chlorosulfurique SO^2Cl^2. La réaction se conçoit aisément.

RAMMELSBERG. — Composition des sulfites.

L'anhydride sulfureux SO^2 en se dissolvant dans l'eau produit un acide bibasique :

$$SO^2 + H^2O = [SH^2O^3].$$

Les sulfites neutres sont donc $[SM^2O^3]$ et les sulfites acides $[S(MH)O^3]$. Nous venons de voir que la composition de l'éther

(1) Comme, dans la suite, nous aurons à rendre compte de la composition des silicates naturels, nous désignerons les différents types de la manière suivante :

Type A ou protosilicate. . .	$Si^2M^4O^4$	(grenats),
Type B ou bisilicate.	$Si^4M^4O^6$	(pyroxènes, amphiboles),
Type Δ ou trisilicate. . . .	$Si^6M^4O^8$	(feldspaths).
Type Γ ou quadrisilicate. .	$Si^8M^4O^{10}$.	

C. G.

correspondant est d'accord avec cette bibasicité de l'acide sulfureux.

Les dernières expériences de M. Muspratt (1) conduisaient aussi aux mêmes conséquences, et elles viennent encore d'être confirmées par le nouveau travail de M. Rammelsberg (2); cependant aucun de ces auteurs n'en fait mention.

M. Rammelsberg a fait l'analyse de quelques sulfites.

Il a trouvé, comme M. Muspratt, dans le *sulfite acide de potasse* les rapports

$$[S(HK)O^3].$$

Il ne faut pas confondre ce sel avec un composé semblable, appartenant à un autre type sulfite $[2SO^2 + H^2O]$, et dans lequel M. Muspratt avait trouvé $[S^2K^2O^5]$. Ce dernier sel a ses analogies dans le bisulfate et le bichromate de potasse anhydres.

Le *sulfite neutre de soude* a été obtenu par M. Rammelsberg avec 7 éq. d'eau de cristallisation :

$$[SNa^2O^3 + 7\ aq.]$$

M. Muspratt, en opérant sans doute dans d'autres conditions de température, l'avait obtenu avec 10 éq., comme dans le carbonate correspondant.

Le *sulfite acide de soude* cristallisé, en petits prismes brillants, dans une solution chaude et renfermant de l'acide libre, renfermerait, selon M. Rammelsberg : $[4SO^2 + 2Na^2O + H^2O]$. Ces rapports ne me paraissent point acceptables, d'autant plus que M. Muspratt était arrivé exactement à la composition suivante :

$$[S(HNa)O^3].$$

Les *sulfites neutres de baryte et de strontiane* ont été trouvés anhydres, ainsi qu'on l'admettait déjà.

Dans le *sulfite de chaux*, l'auteur a trouvé, comme son devancier,

$$[SCa^2O^3 + 2\ aq.]$$

Ce sel se dissout aisément dans l'acide sulfureux. La solution dépose, par l'évaporation au bain-marie ou dans le vide, de fort

---

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. L, p. 259.

(2) *Annal. de Poggend.*, t. LXVII, p. 245 et 391.

petits cristaux, qui paraissent renfermer moins d'eau que le sel précédent; M. Rammelsberg y admet les rapports :

$$[SCa^2O^3 + \frac{1}{2} aq.]$$

Il a obtenu, avec la *magnésie*, un sel donnant 18,79 — 19,39 p. c. de magnésie, c'est-à-dire

$$[SMg^2O^3 + 6 aq.];$$

M. Muspratt avait obtenu un sel avec 3 éq. d'eau, mais la forme en était différente.

M. Rammelsberg a fait aussi une expérience sur le *sulfite de magnésie ammoniacal*. Lorsqu'on mélange avec un léger excès d'ammoniaque une dissolution de magnésie dans l'acide sulfureux, et qu'on redissout le précipité par ce dernier, on obtient, par l'évaporation, d'abord des cristaux de sulfite de magnésie, et plus tard des cristaux bien plus solubles de sel ammoniacal. M. Rammelsberg y a trouvé 4,95 pour 100 d'ammoniaque et 17,30 pour 100 de magnésie; il en a calculé la formule $[SO^2, N^2H^8O + 3 (Mg^2O, SO^2 + 5H^2O)]$ qui ne me paraît pas vraisemblable.

Dans le *sulfite de zinc*, MM. Fordos et Gélis, ainsi que M. Muspratt, avaient trouvé:

$$[SZn^2O^3 + 2 aq.];$$

M. Rammelsberg admet 2 1/2 éq. d'eau.

Lorsqu'on dissout le sel précédent, à chaud, dans l'ammoniaque liquide, et qu'on évapore la solution à une douce chaleur, elle dépose, par le refroidissement, des croûtes cristallines renfermant :

$$[SZn^2O^3, NH^3].$$

Ce sel est décomposé par l'eau qui dissout du sulfite d'ammoniaque (1).

Le *sulfite de cadmium* forme une poudre cristalline et anhy-

---

(1) La composition de ce sel est la même que celle du carbonate de zinc ammoniacal analysé dernièrement par M. Favre (*Annal. de Chim et de Phys.*, t. X, p. 480); c'est là un fait de plus à ajouter à ceux que M. Muspratt a signalés et qui établissent une si grande analogie entre les sulfites et les carbonates. C. G

dre; il donne avec l'ammoniaque de petits prismes brillants, qui ont la même composition que le sel de zinc précédent.

M. Rammelsberg diffère de M. Muspratt quant à l'eau de cristallisation du *sulfite de manganèse*; ce dernier y admet 2 éq. et le chimiste de Berlin 2 1/2.

Quand on fait passer du gaz sulfureux dans de l'eau tenant en suspension de l'oxyde de *nickel* récemment précipité, il se produit une solution verte qui dépose, par l'évaporation au bain-marie, un sel cristallin de même couleur, renfermant

$$[SNi^2O^3 + 6\ aq.],$$

ainsi que MM. Fordos et Gélis l'avaient déjà trouvé.

Le *sulfite de nickel ammoniacal* renfermerait, suivant M. Rammelsberg, $[SO^2, Ni^2O + 1\ 1/2N^2H^6 + 3H^2O]$. Cette formule ne présente aucune vraisemblance. On obtient ce sel, sous forme cristalline, en dissolvant dans l'alcool le sulfite de nickel, et précipitant par l'alcool.

Si l'on évapore dans une cornue une solution d'hydrate de cobalt dans l'acide sulfureux, pendant qu'on y fait passer un courant d'hydrogène pour empêcher le contact de l'air, il se dépose bientôt un fort beau sel, couleur fleurs de pêcher, en petits cristaux :

$$[SCo^2O^3 + 3\ aq.].$$

Lorsqu'on délaye dans l'eau de l'oxyde de cuivre récemment précipité et qu'on y fait passer du gaz sulfureux, il se dissout avec une teinte vert-bleu, et dépose par le repos un sel cristallin, couleur de cinabre. Ce sel a été considéré, depuis les recherches de M. Chevreul, comme un sulfite cuivreux, avec de l'eau de cristallisation. Mais, d'après les recherches de M. Rammelsberg, c'est un *sulfite cuivroso-cuivrique* (1), que je représenterai par

$$[S(Cu\alpha Cu\beta)O^3 + aq.].$$

(1) Nous avons parlé dernièrement de quelques nitrates entièrement semblables, analysés par M. Brooks, et dans lesquels figuraient du mercurosum $Hg\alpha$ et du mercuricum $Hg\beta$. Nous représentons de la même manière, dans la formule du sulfite de cuivre, par $Cu\alpha$ l'équivalent du cuivre (cupricum) correspondant au deutoxyde, et par $Cu\beta$ l'équivalent du même métal (cuprosum) correspondant au protoxyde; $Cu\beta$ équivaut à $2\ Cu\alpha$. C. G.

Il se dissout dans l'acide hydrochlorique en donnant un liquide brun foncé qui verdit quand on l'étend d'eau ; si l'on emploie moins d'acide, il se sépare du chlorure de cuivre blanc. La solution donne par la potasse un précipité jaune brun ; avec l'ammoniaque elle se colore en bleu clair. Examiné au microscope, le sel se présente sous la forme de prismes jaunes et transparents. Il se décompose à 200° en émettant de l'eau et de l'acide sulfureux.

La solution de ce sel, bouillie à l'abri de l'air avec du cuivre métallique, en dissout une forte portion, et se convertit en protosulfite pur.

Chauffé dans un courant de gaz hydrogène, le sulfite cuivroso-cuivrique laisse 49,09 p. c. de cuivre métallique ; ce qui est d'accord avec la formule précédente.

M. Rammelsberg a aussi examiné les précipités bruns qu'on obtient en mélangeant à froid du sulfite de soude ou de potasse avec la solution d'un deutosel de cuivre ; mais ces précipités sont si altérables qu'on n'obtient rien de net à l'analyse.

On admet généralement qu'en faisant agir de l'acide sulfureux sur du bioxyde de mercure, il se produit du proto-sulfate neutre ; l'existence d'un *sulfite de mercure* n'est donc pas admise. M. Rammelsberg délaya dans l'eau de l'oxyde de mercure hydraté et récemment précipité ; il y fit passer du gaz sulfureux, jusqu'à ce que la poudre jaune fût devenue blanche. Le liquide filtré contenait du protosulfate de mercure, et il n'y avait pas de sulfite ; par le repos, elle déposa une fort petite quantité d'une poudre grise. Quant au sel blanc, il devint un peu jaunâtre pendant les lavages ; il se dissolvait fort bien à chaud dans l'acide nitrique, en dégageant des vapeurs nitreuses ; avec l'acide hydrochlorique il formait du protochlorure de mercure, en dégageant du gaz sulfureux ; mis en digestion avec de la potasse, il donnait du protoxyde noir, et la solution ne renfermait que du sulfite sans sulfate.

Le sulfite se décompose aisément par la dessiccation ainsi que par l'ébullition dans l'eau. M. Rammelsberg pense que c'est un sel mercureux renfermant [$2Hg^4O + 3SO^2$] ou [$3Hg^4O + 4SO^2$], mais aucun de ces rapports ne présente de la vraisemblance. C'est peut-être plutôt un sel mercuroso-mercurique, semblable au sulfite dont nous avons parlé plus haut.

A. DAMOUR. — Note sur le diaspore de Sibérie.

On sait que le diaspore est un hydrate d'alumine cristallisé, qui résiste parfaitement à l'action de l'acide sulfurique bouillant, et ne perd pas même son eau de combinaison, sous l'influence de cet agent.

M. Damour (1) a confirmé ce fait, mais il a reconnu aussi que le diaspore, privé de son eau par la calcination, se laisse dissoudre en presque totalité, à l'aide de la chaleur, par l'acide sulfurique.

Les nouvelles analyses de ce minéralogiste se confondent avec celles de MM. Dufrénoy et Hess, et conduisent aux rapports :

$$Al^4O^3 + H^2O = [Al^4H^2O^4].$$

E. PÉLIGOT. — Sur les chlorures de chrome.

Le sesquichlorure violet de chrome renferme Cr^2Cl^3. Lorsque, suivant M. Péligot (2), on le dissout dans l'eau, sous l'influence d'une petite quantité de protochlorure de chrome, et qu'on évapore la liqueur dans un air sec, on obtient des cristaux verts dans lesquels on trouve les rapports :

$$Cr^2Cl^3 + 6H^2O = [Cr^2Cl^3H^{12}O^6]$$

Mais, chose remarquable, le nitrate d'argent n'en précipite qu'une partie du chlore.

Chauffés dans une étuve à huile entre 150 et 160°, ces cristaux laissent dégager de l'eau et de l'acide hydrochlorique ; il se produit une masse spongieuse d'un gris rosé, la même qui a été analysée par M. Moberg, et plus récemment par M. Loewel (3). M. Péligot y a trouvé 47,4 chlore et 53,1 oxyde de chlore, ce qu'il exprime par les rapports :

$$[Cr^2Cl^2H^3O^{1\frac{1}{2}}],$$

c'est-à-dire par les cristaux verts moins HCl et 4 1/2H^2O. Soumis à l'action de l'hydrogène à une température rouge, ce corps donne de l'acide HCl, et laisse pour résidu de l'oxyde de chrome Cr^4O^3; chauffé dans un courant d'acide carbonique sec,

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVI, p. 324.

(2) *Ibid.*, p. 294.

(3) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 160.

il fournit d'abord de l'eau, de l'acide hydrochlorique et le même oxyde; mais l'acide qui se dégage reproduit une certaine quantité de cristaux violets de sesquichlorure en réagissant sur une portion non encore décomposée de la substance elle-même.

Quand on ajoute de la baryte à la solution des cristaux verts, jusqu'à ce que le précipité ne se redissolve plus, il se produit du chlorure de baryum, ainsi qu'un sel vert, résineux, déliquescent et soluble dans l'alcool. Ce sel vert renferme à 120°,

$$[Cr^2ClH^2O^2\tfrac{1}{2}]$$

c'est-à-dire le composé gris rosé moins HCl et plus H^2O. M. Péligot l'obtient aussi en faisant bouillir du sesquioxyde de chrome hydraté avec la solution du sesquichlorure de chrome; mais le produit paraît alors renfermer H'O en sus; enfin il se forme également quand on fait bouillir de l'hydrate de chrome avec de l'acide HCl dilué.

Après avoir exposé les faits précédents, M. Péligot discute l'action si curieuse qu'exerce sur le sesquichlorure de chrome l'eau qui tient en dissolution la moindre trace de protochlorure de chrome. Le sesquichlorure sublimé est en effet insoluble dans l'eau froide comme dans l'eau chaude, mais sous l'influence du protochlorure il s'y dissout aisément. M. Péligot compare cette action à celle des ferments sur les matières organiques.

G. J. MULDER. — Sur les mucilages.

M. Schmidt avait annoncé dernièrement que les mucilages avaient la même composition que les gommes et étaient capables de se convertir en glucose par l'action de l'acide sulfurique étendu.

Le fait de la métamorphose a été confirmé par M. Mulder (1); cependant ce chimiste pense que les rapports $C^{12}H^{20}O^{10}$, assignés aux mucilages par M. Schmidt sont à remplacer par $C^{12}H^{19}O^{9\,1/2}$. Je ne pense pas que pour des corps amorphes et aussi difficiles à purifier que les mucilages, l'analyse puisse répondre de cette différence.

Les déterminations de M. Mulder oscillent, pour l'hydro-

(1) *Scheikund. Ondersoek.*, t. III, p. 17-30, et *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXVII, p. 334.



gène, entre 5,84 et 6,18. La formule de M. Schmidt, qui est celle de l'amidon et de la cellulose, exige 6,17; celle de M. Mulder en demande 6,03; la proportion de carbone obtenue à l'analyse est en léger excès par rapport à celle qu'on calcule d'après les deux formules.

PÉLIGOT. — Poids atomique de l'uranium.

Nous avons parlé, dans les Comptes rendus de l'année dernière (p. 311), des tentatives qui ont été faites par M. Rammelsberg pour fixer d'une manière précise le poids atomique de l'urane; on a pu voir que les méthodes employées par ce chimiste ont donné des résultats bien moins concordants que ceux qui avaient été obtenus antérieurement par MM. Péligot, J. Wertheim et Ebelmen. Les expériences de ces chimistes conduisaient à des nombres oscillant entre 740 et 750.

M. Péligot a fait de nouvelles expériences pour trancher la question (1). Il a exécuté deux séries d'analyses, l'une sur l'oxalate uranique, l'autre sur l'acétate. Ces deux sels sont préférables aux autres composés uraniques, à cause de la facilité avec laquelle on les obtient sous forme de cristaux purs et peu solubles dans l'eau.

L'auteur a cherché à déterminer, par de nombreuses analyses, le rapport qui existe entre le poids du carbone de l'oxalate ou de l'acétate, ce poids étant dosé à l'état d'acide carbonique, et le poids du métal dosé à l'état d'oxyde vert uranique.

Pour obtenir l'oxalate à l'état de parfaite pureté, il recommande de le faire cristalliser un grand nombre de fois, autrement il retient toujours un peu d'acide oxalique, ce qui rend le poids atomique de l'urane trop faible.

Les nouvelles expériences de M. Péligot le conduisent exactement au nombre 750, c'est-à-dire à celui qu'il avait déjà proposé dans son premier travail. Si l'on représente par U^2O^3 l'oxyde jaune d'urane, le nombre 750 est le multiple par 120 du poids atomique de l'hydrogène (6,25) et semble devoir être adopté définitivement pour représenter le poids atomique de l'uranium.

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 487.

Chimie.

Note sur l'emploi de la magnésie dans les cas d'empoisonnement par l'acide arsénieux.

J'ai eu l'honneur d'exposer à la Société de pharmacie, dans sa séance du 3 juin dernier, les résultats d'un travail que j'ai communiqué à l'Académie des sciences.

En attendant que je puisse publier complétement ce travail, je crois devoir ajouter quelques renseignements à ceux déjà donnés, afin d'éviter aux personnes qui seraient dans le cas de faire l'application du procédé que j'ai indiqué, des méprises toujours graves en pareilles matières. Je joins à ces renseignements les détails d'une observation toute récente qui vient à l'appui de mes expériences et qu'on ne lira pas sans intérêt; elle m'a été communiquée par notre honorable confrère M. Lepage, correspondant de la Société de pharmacie à Gisors.

Je rappellerai d'abord : 1° que la magnésie a la propriété, lorsqu'on la mélange en quantité suffisante avec une dissolution d'acide arsénieux, de former avec ce dernier une combinaison basique insoluble dans l'eau froide et dans l'eau bouillante. Cette combinaison est d'autant plus rapide que la magnésie contient moins de carbonate et qu'elle a été moins fortement chauffée pendant sa préparation.

On peut obtenir facilement de la magnésie dans un état convenable par le procédé suivant : On place le carbonate de magnésie (*magnésie blanche du commerce*) dans un creuset de terre qui ne doit en être rempli qu'à moitié; le creuset est chauffé de manière à ce que le fond seulement atteigne la température du rouge sombre; on agite le carbonate continuellement avec une spatule en fer pendant la calcination; l'eau et l'acide carbonique qui se dégagent déterminent dans la masse une sorte d'ébullition qui projette quelquefois une portion de magnésie à l'extérieur du creuset. Quand ce dégagement a cessé, on essaye la magnésie par l'acide hydrochlorique, elle ne doit plus retenir

d'acide carbonique. Toutefois la magnésie qui renfermerait encore un peu d'acide carbonique serait préférable à celle qui serait restée longtemps exposée à une trop forte température.

Lorsque la magnésie n'a été que faiblement calcinée, elle s'hydrate promptement et avec facilité, elle forme avec l'eau, à la température ordinaire, une gelée consistante comme le fait l'alumine. 2 grammes de magnésie suffisent pour donner, à 50 grammes d'eau et plus, cette consistance gélatineuse.

Cette même quantité de magnésie, délayée dans $0^{lit.}$,1 d'eau, peut absorber, comme nous l'avons dit, $0^{gr.}$,1 d'acide arsénieux, dissous également dans $0^{gr.}$,1 d'eau, de telle façon que, après avoir agité le mélange un instant et filtré la liqueur, elle ne précipite plus par l'hydrogène sulfuré.

Il faut éviter d'employer la magnésie trop fortement calcinée, son effet est presque tout à fait nul. On la reconnaît facilement aux caractères suivants : sa densité est plus grande que celle de la précédente; sa cohésion est plus considérable; au lieu de s'hydrater et de faire pâte avec l'eau, elle gagne le fond du liquide et forme un dépôt pulvérulent qui peut rester pendant plusieurs mois en contact avec l'eau sans s'hydrater. Mise en contact avec une dissolution d'acide arsénieux, elle ne l'absorbe qu'avec une extrême lenteur.

La magnésie expédiée d'Angleterre sous le nom de magnésie de Henry, présente particulièrement ces inconvénients ; il en est à peu près de même de la magnésie française que l'on vend sous la même dénomination et qui est également une magnésie très-fortement calcinée. La magnésie que l'on trouve habituellement dans les pharmacies est en général trop fortement et très-inégalement calcinée, de sorte que quelques portions qui ont échappé à l'action de la chaleur font encore effervescence par les acides, tandis que d'autres ont acquis trop de cohésion par l'application d'une trop forte chaleur. Il faut environ deux parties de cette magnésie commune pour produire l'effet d'une magnésie bien préparée.

Quant au carbonate de magnésie, il n'a pas d'action sensible sous le point de vue de l'absorption de l'acide arsénieux.

La magnésie récemment précipitée absorbe avec plus de rapidité que la magnésie calcinée; il faut avoir soin, lorsqu'on

l'emploie, de la délayer exactement avec l'eau comme on ferait pour la magnésie calcinée, de manière à en former un liquide aussi homogène que possible.

Cette préparation de la magnésie par la voie humide, sans être longue ni difficile, entraîne encore quelques délais, et par cette raison l'on donnera toujours la préférence à la magnésie calcinée, qu'on prépare si facilement et qu'on peut conserver indéfiniment. Cependant comme on pourrait se trouver dans la nécessité d'administrer la magnésie hydratée, je donne ici le résultat de quelques expériences qui éviteront aux pharmaciens des tâtonnements et des hésitations si funestes lorsque la promptitude des secours est la première et la plus importante condition de leur succès.

100 grammes de sulfate de magnésie cristallisée (sel d'Epsom, sel de Sedlitz) renferment 51.22 d'eau, 16.26 de magnésie et 32.52 d'acide sulfurique. Il faut théoriquement 38.21 d'oxyde de potassium ou 45.52 d'hydrate pour décomposer complétement la dissolution de 100 grammes de ce sel et en précipiter la magnésie à l'état d'hydrate. Mais si au lieu de potasse pure on emploie pour cette décomposition la potasse caustique ordinaire (pierre à cautère des pharmacies), qui contient toujours des chlorures, des sulfates, du carbonate et un excès d'eau, l'on peut, sans inconvénient, en prendre 50 parties, pour 100 de sel à décomposer. Si, d'une autre part, on opère sur des liqueurs assez étendues; si le sulfate de magnésie est dissous par exemple dans 25 fois son poids d'eau, et la potasse dans 20 fois son poids du même liquide, l'on peut se dispenser de laver le précipité et se contenter de l'exprimer fortement dans un linge; la petite quantité de sulfate de potasse et de sulfate de magnésie qu'il retient ne saurait avoir d'inconvénient sérieux, d'autant qu'il faut, pour l'administrer, délayer le précipité dans une grande quantité d'eau. 10 grammes de sulfate de magnésie dissous dans 250 grammes d'eau décomposés, comme il vient d'être dit plus haut, par 5 grammes de pierre à cautère dissoute dans 100 grammes d'eau, fournissent un liquide qui contient encore un excès de sulfate de magnésie et d'où la potasse caustique précipite une certaine quantité de magnésie, et donnent un précipité qui, exprimé dans un linge et délayé dans l'eau sans

avoir été lavé, absorbe immédiatement 0gr.,1 d'acide arsénieux dissous dans 0lit.1. Je fais observer que cette proportion d'acide arsénieux n'est pas, à beaucoup près, la limite de ce que peut absorber la magnésie. Toutefois, ainsi que je l'ai dit plus haut, l'emploi de la magnésie calcinée, bien préparée, me paraît tout aussi sûr et plus facile que celui de l'hydrate de magnésie.

L'observation suivante montre qu'on peut sans inconvénient administrer la magnésie à haute dose, et vient donner à mes expériences la sanction dont elles avaient encore besoin pour pouvoir être appliquées en toute confiance et en toute sécurité dans la pratique médicale.

« Monsieur et très-honoré Directeur,

» J'ai l'honneur de vous adresser l'observation suivante relative à un cas d'empoisonnement par l'acide arsénieux combattu avec le plus grand succès par la magnésie, que vous avez tout récemment préconisée comme un excellent antidote de ce redoutable poison.

» Je vous serai infiniment obligé de vouloir bien la faire connaître à l'Académie royale de médecine et à la Société de pharmacie.

» Le samedi 30 mai dernier, à 6 heures du matin, nous fûmes requis, le docteur d'Ardiège et moi, par M. Courtonnet, commissaire de police de la ville de Gisors, à l'effet de donner des soins au nommé Marin-Pascal Delamotte, logé dans un des hôtels de la ville, et qui, nous dit-on, s'était empoisonné la veille au soir. Nous étant aussitôt rendus auprès de cet homme, nous le trouvâmes poussant de forts gémissements et les lèvres encore salies d'une substance blanchâtre pulvérulente; nous le questionnâmes sur la cause qui avait pu le porter à cet acte de désespoir, et il nous déclara qu'ayant commis la veille, dans la matinée, un assassinat sur une femme avec laquelle il entretenait depuis quelque temps des relations adultères, il avait, dans le but de se soustraire aux recherches de la justice, avalé le soir, sur les 11 heures, en se couchant, une bonne cuillerée ordinaire de mort aux rats (Delamotte était ratier de profession), délayée dans une certaine quantité d'eau. Nous trouvâmes en effet, sur

une commode, dans sa chambre, un sac d'acide arsénieux dans le plus grand désordre.

» Delamotte qui, peu de temps avant de s'ingérer le poison, avait fait un assez copieux repas, vomit considérablement et eut plusieurs déjections alvines pendant la nuit. Voici du reste l'état dans lequel nous le trouvâmes :

» Pouls petit irrégulier, chaleur par tout le corps, sentiment de forte constriction à la gorge, soif inextinguible, langue rouge, visage fortement coloré, douleurs horribles dans l'estomac et le ventre, urine assez rare et fortement colorée, respiration assez facile; le malade pousse sans cesse des gémissements.

Pour combattre l'intoxication arsenicale, nous mîmes en pratique la nouvelle méthode proposée tout récemment par M. Bussy, et dont il venait de donner communication à l'Académie des sciences. Nous administrâmes la magnésie calcinée, délayée dans l'eau, pendant 10 heures consécutives (le malade en prit environ 100 grammes), et sous l'influence de cette médication nous eûmes le bonheur de voir les symptômes vraiment alarmants d'intoxication disparaître peu à peu; le soir les coliques de l'estomac et du ventre avaient cessé, on prescrivit une potion calmante; la nuit fut assez bonne, mais sans sommeil; le lendemain matin le médecin trouva le malade dans un état assez satisfaisant pour délivrer à l'autorité le certificat suivant :

« Nous, Achille d'Ardiège, docteur-médecin, domicilié à Gisors (Eure), avons été appelé, conjointement avec M. Lepage, pharmacien en cette ville, auprès du nommé Pascal-Marin Delamotte, pour combattre les effets énergiquement toxiques de 15 grammes environ d'acide arsénieux ingéré dans l'estomac; nous avons eu la satisfaction, après avoir employé pendant 10 heures consécutives le moyen tout récemment proposé par M. Bussy, de voir ces symptômes vraiment alarmants disparaître insensiblement, et ce matin 31 mai, 24 heures après nos premiers secours, le malade est dans un état tel, que nous ne voyons pas d'inconvénient, avec des ménagements, bien entendus, à ce qu'il soit transporté où besoin sera.

» Gisors le 31 mai 1846, *signé* D'Ardiège; pour copie conforme, *signé* Lepage, ph.»

» Comme Delamotte avait commis son assassinat dans le dé-

partement de l'Oise, il fut transféré dans les prisons de Beauvais, où il continua à bien se porter; mais vendredi matin, 5 juin, le gardien de la prison le trouva pendu.

» Sous l'influence du lait de magnésie que nous lui administrâmes, Delamotte vomit plusieurs fois dans l'intervalle de 7 heures à midi. Nous recueillîmes soigneusement tous ses vomissements pour nous livrer ensuite aux opérations ci-après: Toutes les matières vomies, qui consistaient en magnésie délayée dans un liquide à peine odorant, furent jetées sur un filtre; il passa un liquide transparent et de couleur ambrée, on l'introduisit dans un appareil de Marsh alimenté avec du zinc et de l'acide sulfurique purs, mais il nous fut impossible d'obtenir la plus petite tache d'arsenic sur des soucoupes de porcelaine que nous présentâmes à la flamme du gaz de l'appareil.

» Aussitôt que nous eûmes introduit dans ce même appareil quelques parcelles de magma-magnésien resté sur le filtre, nous pûmes recueillir sur les soucoupes de larges taches d'arsenic métallique.

» De cette expérience nous croyons pouvoir tirer cette conclusion importante, qui corrobore pleinement les faits publiés par M. Bussy, à savoir : que la magnésie forme avec l'acide arsénieux, un arsénite *tout à fait insoluble dans l'eau*, et que, conséquemment, son efficacité comme antidote de ce toxique ne peut pas être révoquée en doute.

» Veuillez agréer, etc.,

» H. Lepage. »

Les essais chimiques auxquels M. Lepage a soumis avec beaucoup de sagacité les matières vomies, prouvent sans réplique: 1° qu'à l'époque où l'on a administré le contre-poison, l'estomac renfermait encore de l'arsenic; 2° que le poison rejeté par les vomissements n'était point à l'état de dissolution ou de combinaison soluble, mais bien combiné avec la magnésie formant un composé indissous dans les liquides de l'estomac. A. B.

Note sur un Bézoard fauve ayant appartenu à Baumé, et sur l'acide bézoardique.

A l'avant-dernière séance de la Société de pharmacie, M. Ménier a montré un bézoard oriental qui avait appartenu à Baumé, et dont il a fait don le même jour à l'École de pharmacie. Ce bézoard est ovale, un peu réniforme, du poids de 29,9 grammes, à surface très-polie et brillante, d'un brun foncé et un peu verdâtre à l'extérieur, mais d'un fauve rougeâtre à l'intérieur, et non fusible. Il n'est pas douteux que ce bézoard ne soit de l'espèce de celui que j'ai décrit sous le nom de *Bézoard fauve* ou *Bézoard de porc* (*Revue scientifique*, t. XIV, p. 24), bien différent du *Bézoard résineux vert* ou *Bézoard lithofellique*, produit par le *Pasen* ou *Ægagre de Perse*. Ce bézoard est également le même que celui dont MM. Merklein et Woehler viennent de retirer l'acide bézoardique (*Comptes rendus* de M. Gerhardt, janvier 1846); mais le travail de ces deux chimistes, ou l'extrait qui en a paru, s'étendant fort peu sur la distinction des deux calculs précédents, je crois devoir rappeler ici quelques-uns de leurs caractères respectifs.

Le Bézoard fauve diffère du Bézoard résineux vert ou Bézoard lithofellique par sa couleur fauve rougeâtre intérieure, par le manque de saveur amère, par une dureté et une ténacité plus grandes, et par une pesanteur spécifique plus forte; car il pèse 1.595, tandis que le Bézoard lithofellique ne pèse que 1,132. Le Bézoard fauve n'est pas fusible au feu; l'autre s'y fond avec une grande facilité. Enfin, le premier est difficilement attaqué par l'alcool bouillant, qui dissout très-facilement le Bézoard lithofellique. J'ai montré, du reste, que l'alcool sépare le Bézoard fauve en 3 parties : 1° une *matière résineuse brune*, qui se dissout presque complétement par le premier traitement alcoolique; 2° une *matière* peu soluble dans l'alcool bouillant, mais facile à obtenir cependant par plusieurs traitements successifs, qui la laissent cristalliser par refroidissement. Toute cette matière cristalline étant redissoute dans l'alcool bouillant et cristallisée de nouveau, constitue l'*acide bézoardique*, plus pur probablement que MM. Merklein et Woehler

n'ont pu l'obtenir, en faisant agir la potasse caustique sur la totalité du calcul. 3° Le Bézoard fauve, épuisé par l'alcool, laisse un résidu assez considérable, formé de *matière jaune*, intimement unie à de l'acide bézoardique, lequel se trouve ainsi soustrait à l'action de l'alcool. On peut les séparer par l'ammoniaque, qui forme avec la matière jaune un composé jaune brun, soluble dans l'ammoniaque, et avec l'acide bézoardique un sel insoluble dans l'ammoniaque, dans l'eau et dans l'alcool. Ce sel insoluble est blanc lorsqu'il est pur; mais retiré du mélange ci-dessus, il est toujours coloré en jaune verdâtre par suite de l'oxygénation à l'air de la matière jaune, qui devient alors insoluble et se fixe sur le sel ammoniacal.

L'acide bézoardique cristallisé dans l'alcool se présente sous forme de pyramides quadrangulaires très-aiguës, ou de prismes à quatre pans, plus étroits à une extrémité qu'à l'autre, et souvent terminés par un ou deux bizeaux très-allongés. Il est infusible au feu et se décompose dans un tube fermé, en donnant naissance à des cristaux jaunes, d'une substance volatile anciennement obtenue par Fourcroy et Vauquelin, et donnés par eux comme le caractère distinctif du Bézoard fauve. D'après MM. Merklein et Woehler l'acide bézoardique, étant dissous dans un alcali et exposé à l'air, s'altère avec une grande facilité, à la manière de l'acide gallique. J'ai observé des phénomènes analogues, mais en les mettant sur le compte de l'acide jaune qui accompagne l'acide bézoardique, et je pense ne pas m'être trompé. Enfin, les deux chimistes allemands, en comparant la composition élémentaire et les propriétés de l'acide bézoardique avec celles de l'acide ellagique, regardent ces deux acides comme identiques.

Ce résultat, que j'avais cru hasardé d'abord, avant d'avoir constaté la solubilité de l'acide ellagique dans l'alcool bouillant et sa cristallisation par refroidissement, me paraît très-probable aujourd'hui, et j'y joins cette autre analogie que, de même que l'acide bézoardique est accompagné, dans le Bézoard fauve, d'un acide jaune très-altérable à l'air dans ses dissolutions alcalines, de même l'acide ellagique est accompagné, dans la noix de galle, d'un acide jaune que j'ai fait connaître sous le nom d'*acide lutéo-gallique*, et qui jouit de la même altérabilité

(*Revue scientifique*, t. 13, p. 61). Enfin, la présence, dans le Bézoard fauve ou Bézoard de porc, de deux principes semblables à ceux de la noix de galle, et sans doute à ceux de l'écorce et du gland du chêne, ne surprendra pas ceux qui admettront avec moi que le Bézoard de l'ægagre, le castoréum, le musc, la civette, tirent principalement leurs principes huileux, résineux, salins et odorants, des végétaux qui servent à la nourriture des animaux qui les produisent. G. G.

Notice sur l'arbre bebeeru *et sur le sulfate de bebeerine.*

Les tourneurs et les ébénistes anglais connaissaient depuis longtemps, sous le nom de *green heart* (cœur vert), un bois dur, pesant, et d'un jaune verdâtre, qui est originaire de la Guyane, mais dont l'espèce était inconnue. C'est au docteur Rodie que l'on doit d'avoir le premier décrit l'arbre et d'en avoir extrait un alcaloïde fébrifuge dont l'usage commence à se répandre en Angleterre.

On trouve cet arbre dans sa plus belle végétation immédiatement après le terrain d'alluvion des côtes et des rivières et sur les montagnes argileuses peu élevées au-dessus du niveau de la mer. Il dégénère en s'élevant dans l'intérieur du pays jusqu'à ce qu'il disparaisse au niveau de la région la plus élevée des quinquinas. Il est généralement isolé, élevé de 24 à 27 mètres sur un tronc droit et cylindrique haut de 12 à 15 mètres et de 2,5 à 3,5 mètres de circonférence. L'écorce est blanchâtre et unie. Les feuilles sont opposées, oblongues-aiguës, entières, brillantes, longues d'environ 1,25 décimètre, avec les bords repliés. Les fleurs sont disposées en cymes généralement axillaires; elles sont fort petites, d'un blanc de neige à l'intérieur et d'une forte odeur de jasmin. Les fruits sont obcordés ou obovés, un peu comprimés et de la grosseur d'une petite pomme, formés d'une coque peu épaisse et cassante, et d'une amande à deux lobes charnus et jaunâtres quand ils sont récents, mais devenant bruns et très-durs par la dessication.

Cette amande est très-amère et plus riche en alcaloïde que l'écorce. Sa teinture alcoolique est d'un vert-olive foncé, vue par

réflexion. Elle ne rougit pas la teinture de tournesol comme le fait celle de l'écorce.

L'écorce, telle que le commerce la fournit, est en morceaux plats, grisâtres, épais de 6 à 8 millimètres, médiocrement fibreux, durs, pesants et fragiles. Elle est très amère et dépourvue de toute partie aromatique. En la soumettant au procédé par lequel on obtient le sulfate de quinine, le docteur Rodie en a retiré deux alcaloïdes fébrifuges, dont l'un, nommé *bebeerine*, forme avec un léger excès d'acide sulfurique un sulfate très-coloré, ayant l'apparence de l'extrait sec de quinquina, et dont la vertu médicale paraît être à celle du sulfate de quinine comme 6 est à 11.

La découverte du docteur Rodie a dû naturellement exciter l'attention des savants anglais sous le triple point de vue de la botanique, de la chimie et de l'application médicale. Sir Robert Schomburgh a examiné l'arbre sous le premier rapport, et a reconnu que c'était une espèce de *nectandra*, auquel il a donné, en l'honneur de M. Rodie, le nom de *nectandra Rodiei*. Ce genre se trouve placé dans la famille des laurinées, entre les genres *agathophyllum*, *licaria*, *dicypellium* et plusieurs autres, qui fournissent des bois, écorces ou fruits très-aromatiques, et le genre *nectandra* lui-même, nous offre plusieurs espèces, telles que les *n. cinnamomoides*, *cymbarum*, *pichurim*, etc., dont toutes les parties sont fortement aromatiques. C'est donc une exception remarquable, mais dont il existe du reste un grand nombre d'exemples, que d'y adjoindre une espèce dont le bois, l'écorce et le fruit sont totalement dépourvus de principe aromatique, et possèdent une saveur amère comparable à celle de la gentiane ou du quinquina.

M. Douglas Maclagan et M. Tilley, professeur de chimie à Birmingham, se sont occupés de constater l'existence et les propriétés de l'alcaloïde découvert par M. Rodie. Déjà, en 1843, le premier avait publié dans les transactions de la société royale d'Édimbourg, un mémoire sur la préparation de la bebeerine et sur sa séparation, au moyen de l'éther, d'une autre matière, nommée *sipeerine*, qu'il a considérée comme un alcaloïde différent du premier (1). Dans un nouveau mémoire publié en com-

(1) L'arbre qui porte à Demerari le nom de *Bebeeru*, se nomme *Si-*

mun avec M. Tilley, ces deux chimistes proposent le procédé suivant pour extraire la bebeerine pure du sulfate préparé pour l'usage médical, qui contient les deux substances alcalines, et qui est toujours fortement coloré, et presque semblable pour la forme à un extrait sec de la Garaye.

Ce sulfate étant redissous dans l'eau et précipité par l'ammoniaque, le précipité est lavé dans l'eau, puis trituré avec un poids égal d'oxyde de plomb récemment précipité, hydraté et encore humide. Le magma, ainsi formé, est desséché au bain-marie, pulvérisé et traité par l'alcool absolu. Ce liquide, étant distillé, laisse les deux bases organiques sous la forme d'une masse résinoïde et transparente, d'un jaune orangé. On pulvérise la matière et on la traite à plusieurs reprises par l'éther sulfurique qui dissout seulement la bebeerine. On l'obtient, après l'évaporation de l'éther, sous forme d'une substance translucide, amorphe, homogène, d'un jaune pâle, et d'une apparence résineuse.

Cette substance, qui ne cristallise pas, possède toutes les propriétés d'un alcali organique. Elle est très-soluble dans l'alcool, moins soluble dans l'éther, très-peu soluble dans l'eau. Soumise à l'action du feu, elle se ramollit d'abord. puis fond à la température de 185°,5 centigrades, sans rien perdre de son poids. A une température plus élevée, elle se boursoufle en exhalant des vapeurs d'une odeur forte, et brûle enfin sans résidu. Elle forme avec les acides des composés tout à fait incristallisables. Elle forme avec les perchlorures d'or, de mercure, de cuivre, de fer et de platine, des précipités qui sont un peu solubles dans l'eau bouillante et dans l'alcool, et qui s'en séparent par refroidissement, mais non sous forme cristalline.

Plusieurs analyses, dont il est inutile que je rapporte les détails, ont fourni des résultats assez différents, dont la moyenne a été de :

Carbone.	71,92	35 atomes.
Hydrogène. . . .	6,49	40
Azote.	4,75	2
Oxygène.	16,84	6
	100,00	

pour dans la Guyane hollandaise; de là les deux noms donnés aux deux alcaloïdes.

Cette composition a cela de remarquable qu'elle ne diffère pas de celle de la morphine, telle qu'elle a été déterminée par M. Regnault ; mais avant de l'accepter comme un cas d'isomérie très-remarquable entre deux bases d'origine et de propriétés très-différentes, il faudrait être plus certain de la nature non complexe de la bebeerine, et que les analyses, dont la moyenne conduit à ce rapprochement singulier, eussent été plus concordantes entre elles.

J'ai fait pour obtenir la bebeerine blanche et cristallisée un essai qui ne m'a pas réussi. Ce procédé, que j'ai trouvé si avantageux anciennement pour retirer une grande quantité de cinchonine cristallisée des eaux mères du sulfate de quinine, a consisté, pour le sulfate de bebeerine, à le faire dissoudre dans l'eau acidulée et à saturer presque la liqueur de chlorure de sodium. Ce sel détermine la précipitation d'une matière brune, noirâtre et poisseuse, qui contient beaucoup de bebeerine, et ne laisse à la liqueur qu'une couleur jaune beaucoup moins foncée. Cette liqueur a été précipitée par l'ammoniaque, et le précipité a été lavé avec un peu d'eau (il se redissout visiblement par le lavage). Alors il a été séché et traité par l'alcool bouillant. Par l'évaporation spontanée du dissolvant, la bebeerine est restée sous la forme d'une croûte jaune, opaque et un peu grenue. Quelques parties brillantes et polies sur le verre simulent des faces de cristaux ; mais la matière examinée au microscope paraît toute composée de petits globules égaux, sphériques, transparents et d'un jaune foncé. Cette forme est tellement remarquable, que j'en suis venu à me demander s'il était absolument indispensable qu'un composé organique fût terminé par des arêtes rectilignes et des surfaces planes, pour être déclaré pur et de nature particulière et spécifique ; et s'il ne pouvait pas tout aussi bien affecter la forme sphérique, qu'une autre forme quelconque polyédrique.

Quant à l'efficacité du sulfate de bebeerine comme fébrifuge, M. Maclagan a publié, en 1845, dans le Journal de médecine et de chirurgie d'Édimbourg, quarante observations, dans lesquelles ce médicament paraît avoir été employé généralement avec succès. On peut seulement regretter que, de ces quarante observations, quatre seulement aient été recueillies à Édim-

bourg, et que les autres l'aient été dans l'Inde, à Demerari ou au Canada. En fait de nouveaux médicaments, c'est en Europe surtout qu'il faut les soumettre à un examen sérieux et rationnel, si l'on veut leur acquérir droit de cité en médecine. G. G.

Observations sur la nature des eaux de condensation, provenant de l'évaporation des jus de betteraves dans le vide.

Par M. Boissenot, pharmacien à Châlons-sur-Saône.

On sait, aujourd'hui, que la réussite et la prospérité des fabriques de sucre indigène, manufacturièrement parlant, dépendent de la célérité dans le travail, de l'évaporation rapide des jus à une basse température, et surtout de l'emploi d'une grande quantité de bon noir animal.

Pour arriver à ces résultats, les appareils à concentration au moyen du vide, qui avaient été indiqués par Howard, et qui depuis ont été modifiés par MM. Roth, Degrand, Derosnes et Cail, se sont répandus dans presque toutes les fabriques, même dans celles qui, quoique mal posées pour se procurer l'eau nécessaire à la condensation des vapeurs, ont cherché à utiliser l'énorme quantité de celle provenant de cette opération. A cet effet, un système de fossés sinueux, peu profonds, de deux mètres de largeur sur douze à quinze cents mètres de longueur, est établi aux environs de la fabrique, l'eau de condensation s'y rend par des conduits en terre; elle y circule, et après son refroidissement, elle arrive à l'extrémité du système dans une sorte de puisard, d'où elle est aspirée par l'effet du vide qui existe dans les condenseurs et dans l'intérieur desquels elle se répand sous la forme de pluie, pour opérer la condensation des vapeurs. Mais il arrive qu'après quelque temps de travail et de son exposition à l'air, cette eau perd de sa limpidité et devient visqueuse; la fermentation s'établit dans sa masse, des bulles de gaz, une odeur infecte analogue à celle des tanneries s'en dégage; elle prend une teinte brune, et sa surface se couvre d'une écume de même couleur; enfin, elle devient impropre à l'usage auquel on la destine. Cela est d'autant plus regrettable, que dans cet état elle attaque les garnitures des pistons, des ma-

chines pneumatiques, qui sont détruites en très-peu de temps; elle corrode l'intérieur des cylindres de celles-ci avec tant d'énergie, que la fonte dont ils sont formés peut être coupée comme de la *plombagine;* de telle sorte qu'en raison des frottements des pistons contre les parois internes de ceux-ci, leurs diamètres se trouvant alesés outre mesure, la machine est bientôt mise hors de service.

La sucrerie des Allouettes, près Châlons-sur-Saône, étant placée dans des conditions peu favorables pour se procurer l'eau nécessaire à ce genre d'industrie, et possédant les appareils d'Howard, modifiés par MM. Derosnes et Cail, m'a mis à même d'étudier les causes de ces altérations.

L'eau condensée sort des appareils à une température de 45° à 50°; elle est d'abord limpide, alcaline, à odeur ammoniacale très-prononcée, d'une densité variable dépendant de son temps de service, puis elle se colore peu à peu en devenant acide. Si alors on vient à y verser un lait de chaux, on obtient un précipité floconneux abondant de nuance chocolat. Ce dépôt calcaire, réuni, lavé, délayé dans l'eau et décomposé par l'acide chlorhydrique, donne des flocons bruns très-abondants, qui, lavés jusqu'à cessation de production de chlorure d'argent dans les eaux de lavage, se dessèchent à l'air en se réunisant en une masse noire comme le jais, très-fragile, à cassure luisante et anguleuse; hydratés, ils rougissent, à l'aide de la chaleur, la teinture de tournesol, se dissolvent en faible proportion dans l'eau qu'ils colorent en jaune brun foncé; ils neutralisent les solutions alcalines de potasse de soude et d'ammoniaque. Ces dissolutions moussent, comme celles de savon, par l'agitation et la chaleur, donnent des précipités bruns avec les acides, les sels de baryte, de chaux, de plomb, d'argent; l'acide sulfurique concentré dissout à froid la matière brune hydratée, en prenant une teinte brune sépia; l'addition de l'eau dans cette solution acide y détermine un précipité de flocons bruns abondants. Les mêmes phénomènes se présentent avec l'acide acétique concentré; seulement, l'emploi de la chaleur est indispensable pour obtenir la dissolution de la matière brune. L'alcool concentré qui en est saturé à chaud, et qui est abandonné à une évaporation spontanée, la laisse déposer sous la forme de paillettes cristallines

brunes. Tous ces caractères doivent faire considérer les flocons bruns comme de l'*acide ulmique*, dont la formation s'explique parfaitement si l'on observe que, pendant l'évaporation rapide qui s'exécute dans le vide, une certaine quantité de jus de betteraves se trouve projetée ou *bien entraînée dans le courant de vapeur sous la forme de vésicules*, ainsi que cela arrive dans les évaporations de certaines substances salines (acide borique, azotate de potate); alors une partie de la matière sucrée, sous l'influence de la température de la vapeur et de l'ammoniaque qui se dégage constamment des jus, éprouve cette altération remarquable du sucre en présence des solutions acides et alcalines faibles, qui a été signalée et si bien étudiée par MM. Polydore Boullay, Malagutti et Mulder. Cette décomposition paraît se continuer dans une partie des fossés et pendant tout le temps que l'eau de condensation reste à une température assez élevée; puis le refroidissement du liquide s'opérant graduellement, la fermentation s'y manifeste, il devient visqueux, acide, laisse dégager des gaz qui, à l'extrémité des fossés, sont un mélange à parties égales d'acide carbonique et d'hydrogène protocarboné avec quelques traces d'acide sulfhydrique; il se trouble et prend une couleur jaune brunâtre, due à ce que l'ulmate d'ammoniaque se trouvant décomposé par les acides produits pendant la fermentation, de l'acide ulmique très-divisé et en partie dissous se répand dans toute sa masse.

L'eau provenant du traitement par le lait de chaux et qui a laissé déposer l'ulmate de chaux, amenée à siccité par une évaporation ménagée, a donné un résidu de matière noirâtre glutineuse à saveur sucrée, soluble dans deux ou trois fois son poids d'eau froide; cette solution, abandonnée à elle-même pendant plusieurs jours, a fourni une matière cristalline blanche qui, d'abord lavée avec une petite quantité d'eau froide pour la débarrasser d'un peu de matière colorante, a été ensuite dissoute à chaud et à plusieurs reprises dans de l'eau distillée à laquelle on avait ajouté une certaine quantité de noir animal purifié par l'acide chlorhydrique; le liquide incolore a laissé déposer par le refroidissement une matière d'un blanc éclatant, cristallisée sous la forme de choux-fleurs. Cette matière était soluble dans l'alcool bouillant qui l'abandonnait aussi par le refroidissement

en cristaux mamelonnés. La solution aqueuse de ces cristaux, traitée par suffisante quantité d'acide oxalique pour précipiter toute la chaux, a été évaporée, après la séparation de l'oxalate de chaux, à la température de l'étuve, puis dans le vide sec, jusqu'en consistance sirupeuse; elle était incolore, d'une saveur acide très-forte, attirait l'humidité de l'air, était soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther sulfurique, mais en moindre proportion dans ce dernier, déterminait, dans la solution concentrée d'acétate de magnésie, un précipité blanc grenu avec dégagement d'une forte odeur d'acide acétique; enfin elle jouissait de cette propriété caractéristique de l'*acide lactique*, d'être sublimée en partie, à l'aide de la chaleur, sous la forme d'une matière blanche concrète, en donnant des gaz inflammables, quelque peu d'acide acétique, avec un résidu charbonneux.

Les eaux mères noirâtres desquelles s'était déposé le lactate de chaux, et celles provenant du lavage de ce sel, avaient une odeur et une saveur sucrée particulières; comme elles devaient contenir plusieurs acides volatils en combinaison avec la chaux, elles ont été étendues d'eau et décomposées par l'acide oxalique, de préférence à l'acide sulfurique, afin d'éviter les réactions ultérieures de cet acide sur la matière sucrée, et surtout les soubresauts qui se manifestent dans les distillations des liquides qui contiennent du sulfate de chaux tenu en dissolution à la faveur d'un excès d'acide sulfurique et qui est facilement précipitable par la chaleur. Le liquide acide provenant de cette décomposition séparée de l'oxalate de chaux a été soumis à la distillation, avec la précaution d'ajouter de temps en temps dans la cornue une certaine quantité d'eau pour maintenir le liquide sucré dans un état de densité telle qu'il n'y ait point de boursouflement de matière. La distillation a été continuée ainsi jusqu'à ce que le liquide aqueux recueilli ne manifestât plus sensiblement de saveur acide : alors, pour en diminuer le volume, il a été saturé par le sous-carbonate de soude et évaporé jusqu'à siccité Le résidu salin, distillé avec son poids d'acide sulfurique étendu du tiers de son poids d'eau, a fourni un nouveau liquide acide très-dense qui a été mis en contact avec du chlorure de calcium desséché; aussitôt il s'est séparé en deux parties bien distinctes de densités différentes : la plus légère, séparée, distillée et purifiée

avec les précautions indiquées par MM. Pelouze et Gelis, a donné un liquide incolore, transparent et très-mobile, rappelant l'odeur du beurre rance et de l'acide acétique, d'une saveur mordicante, et déterminant sur la langue une tache blanche analogue à celle produite par le *bioxyde d'hydrogène*; sur le papier, la tache était comme grasse et disparaissait peu à peu; enfin ce liquide s'est comporté, avec la baryte, la chaux, la potasse et l'alcool sulfurique, comme de l'*acide butyrique pur*.

Le liquide fortement acide qui restait sur le chlorure de calcium, étant soumis à une nouvelle distillation, a produit une liqueur à odeur acétique particulière très-acide; saturée par le carbonate de plomb, elle a abandonné des cristaux aiguillés, insolubles dans l'alcool bouillant dont on s'est servi pour les laver. Distillés avec leur poids d'acide sulfurique étendu, ils ont fourni un acide incolore à odeur de fourmi, décomposable par l'acide sulfurique concentré en laissant dégager de l'oxyde de carbone, réagissant à l'aide d'une légère chaleur sur les dissolutions d'azotate de mercure et d'argent dont il a réduit les métaux avec dégagement de gaz acide carbonique, transformant en protochlorure la dissolution de deutochlorure de mercure que l'on a fait bouillir avec lui; enfin cet acide, concentré dans le vide sec, versé dans la solution d'acétate de plomb, s'est substitué à l'acide acétique, en donnant naissance à des cristaux aiguillés groupés en étoiles et insolubles dans l'alcool. De l'*acide formique* s'est donc aussi produit, pendant la réaction de l'ammoniaque, sur la matière sucrée arrivée au contact de l'air.

Les eaux mères desquelles on a retiré le formiate de plomb, additionnées d'acide sulfurique et distillées, ont donné de l'*acide acétique*.

Enfin, le résidu aqueux noirâtre à saveur sucrée, resté dans la cornue et duquel on avait retiré les acides butyrique, formique et acétique, étant encore légèrement acide, a été saturé par un peu de carbonate de chaux, puis évaporé convenablement dans une étuve; il a donné du sucre de raisin, éprouvant la fermentation alcoolique sous l'influence de la levure de bière.

D'après les expériences que j'ai faites, je crois pouvoir conclure :

1° Que pendant l'évaporation du jus de betteraves dans le vide, une partie est projetée ou entraînée dans le courant de vapeur ; que là, sous l'influence de l'ammoniaque et de la température de la vapeur, une partie de la matière sucrée est décomposée, en donnant naissance d'abord à de l'acide ulmique ; puis lorsqu'elle arrive avec les eaux de condensation au contact de l'air, et pendant tout le temps que celles-ci restent alcalines et à une température assez élevée, de l'acide formique se produit simultanément avec de l'acide ulmique ;

2° Que bientôt après, le refroidissement successif du liquide arrivant, la fermentation s'y manifeste avec dégagement de gaz acide carbonique, de gaz hydrogène carboné et d'une odeur fétide particulière ; il devient visqueux, acide, réagit sur l'ulmate d'ammoniaque, met à nu de l'acide ulmique dans un état de division tel qu'il en est coloré en brun foncé ;

3° Que pendant les phases de cette fermentation, qui s'exécute sur une si grande échelle, il se produit de l'alcool, des acides acétique, lactique et butyrique ; ces acides libres, quoique étendus de beaucoup d'eau, attaquent avec énergie les garnitures des pistons, des pompes pneumatiques, et principalement la fonte des cylindres dont ils dissolvent la majeure partie du fer, en laissant pour résidu un carbure de fer qui possède tous les caractères de la plombagine.

4° Que la matière sucrée entraînée se renouvelant chaque jour, ne se trouve pas entièrement décomposée, mais amenée à l'état de glucose ;

5° Enfin, que le lait de chaux ayant la propriété de neutraliser les acides libres, de précipiter l'acide ulmique, il est avantageux de l'employer et de le mêler au commencement de la dernière sinuosité des fossés, par un moyen mécanique quelconque, avec l'eau de condensation, afin que celle-ci ait le temps de déposer le précipité abondant d'ulmate de chaux formé et de devenir limpide avant son arrivée au puisard. Alors elle peut servir pendant un certain temps à la condensation des vapeurs, sans nuire aux appareils pneumatiques.

Il est bon de faire remarquer que les dépôts d'ulmate de chaux peuvent être utilisés en les mélangeant avec les engrais destinés à la culture.

J'ajouterai que, pour mettre l'explication de ces faits hors de doute, cinquante litres de jus de betteraves déféqué et parfaitement limpide ont été soumis à une distillation lente. L'eau provenant de la condensation des vapeurs était fortement ammoniacale ; elle a été conservée pendant plus de trois mois à une température de 25 à 30°, et au contact de l'air il ne s'y est développé aucun des phénomènes observés dans celle de l'usine, *parce qu'aucune partie de la matière sucrée n'avait été entraînée pendant la distillation*. Le sirop restant dans l'alambic était fortement coloré et alcalin. Allongé avec de l'eau acidulée par l'acide chlorhydrique, il a abandonné une forte proportion d'acide ulmique. Une autre distillation de 50 litres du même jus déféqué et *passé sur du bon noir animal* a donné une eau peu ammoniacale et un sirop beaucoup moins coloré et moins alcalin, dans lequel l'addition de l'eau acidulée n'a produit qu'un faible précipité d'acide ulmique. Ces deux expériences démontrent combien les fabricants doivent mettre d'empressement à passer les jus déféqués sur une très-grande quantité de bon noir animal, afin de lui faire absorber toute l'ammoniaque développée pendant la défécation ; car elle est un des agents les plus énergiques de la destruction de la matière sucrée.

Analyses de plusieurs espèces de fiel de verre ;

Par M. J. Girardin, professeur de chimie de la ville de Rouen, correspondant de l'Institut, etc.

On sait qu'on donne le nom de *fiel de verre* à des matières salines, notamment à des sulfates alcalins qui se séparent de la pâte du verre à une température élevée et qui viennent former à sa surface une couche liquide qu'on enlève avec des poches. C'est surtout dans la fabrication du verre à bouteille que ce produit est formé en plus grande quantité, parce qu'on emploie des matières moins pures, et entre autres des soudes brutes de varech.

Ce *fiel de verre* est utilisé comme fondant en docimasie et dans certaines industries métalliques. Depuis quelque temps on a essayé, dans plusieurs verreries, à le faire servir de nou-

veau à la fabrication du verre, en le mélangeant en certaines proportions avec les autres matières premières ; il remplace alors une quantité correspondante de sulfate de soude.

MM. de Girancourt, maîtres de verrerie aux Essarts-Varimpré (arrondissement de Neufchâtel), voulant introduire dans leurs usines cette nouvelle application du *fiel de verre*, m'envoyèrent, il y a un an, trois espèces de ce fiel, avec prière de les analyser pour déterminer leur richesse comparative en sels alcalins fusibles.

I. L'un des échantillons portait le nom de *fiel de verre à vitre*; il était en masses compactes, d'un blanc sale, à cassure unie et serrée, d'une très-grande dureté. Abandonné pendant plusieurs mois dans un air humide, il s'effleurit superficiellement, et les morceaux se fendirent en différents sens, en devenant blancs et friables sur les joints de fracture.

Voici la composition que je lui ai trouvée :

Eau	1,65
Sulfate de soude	83,32
Sulfate de chaux	10,35
Sel marin	1,43
Carbonate de soude	traces
Matières insolubles	3,25
	100,00

Les matières insolubles consistent en silicates de chaux, d'alumine et d'oxyde de fer, avec des traces de sable.

II. Un second échantillon, étiqueté *fiel de verre à gobeleterie*, était en plaques peu épaisses, à tissu compacte et dur, d'un blanc jaunâtre. Il s'effleurit, comme le précédent, au bout de quelques mois de séjour dans un air humide.

Son analyse m'a donné :

Eau	0,10
Sulfate de soude	90,51
Sulfate de chaux	6,00
Sel marin	0,04
Matières insolubles	3,35
	100,00

Les matières insolubles étaient les mêmes que dans le précédent.

III. Le dernier échantillon, nommé *fiel de verre à bouteille*, était en gros morceaux, d'un blanc grisâtre, d'une texture très-dense et fort difficile à briser sous le pilon. On voyait dans la pâte de nombreux nodules de verre à bouteille. Il ne présenta que des traces d'efflorescence après plusieurs mois de séjour dans une atmosphère humide.

Je lui ai reconnu la composition suivante :

Eau.	1,00
Sulfate de soude. . . .	55,92
Sulfate de chaux.	25,11
Sel marin.	0,20
Sels de potasse.	traces
Matières insolubles. .	17,77
	100,00

Les matières insolubles consistent en verre, sable, silicates de fer, de chaux et d'alumine, avec des traces de phosphate de chaux.

Comme on le voit, ces trois fiels de verre ont une composition assez différente, et ils sont loin d'offrir la même richesse en sels fusibles, c'est-à-dire en sulfate de soude et sel marin. Il est évident que les deux premiers sont préférables, comme fondant, au *fiel de verre à bouteille*. Au reste, la composition de ces fiels doit singulièrement varier, surtout d'après la nature et les proportions respectives des matières premières qui servent à la fabrication des verres.

De l'influence du gaz de protoxyde d'azote sur la végétation.

Par M. Vogel fils, de Munich.

Il est généralement reconnu que le gaz de protoxyde d'azote est incapable d'entretenir la vie, quoiqu'une bougie éteinte et encore incandescente se rallume et brûle avec plus de vivacité dans ce gaz, que dans l'air atmosphérique. La combustion rapide de la bougie est due à la décomposition facile de ce gaz à une température élevée, décomposition qui ne peut pas être amenée par les poumons dans la respiration tandis que l'air qui

n'est qu'un simple mélange de gaz oxygène et d'azote, cède aisément son oxygène dans l'acte de la respiration.

Pour apprendre à connaître l'influence du gaz de protoxyde d'azote sur la végétation, j'ai fait quelques expériences à ce sujet. Le gaz dont je me suis servi pour mes expériences était produit en chauffant du nitrate d'ammoniaque parfaitement pur.

Dans un flacon de verre blanc, rempli de gaz de protoxyde d'azote, j'introduis des graines de cresson, répandues sur une éponge mouillée. L'introduction des graines dans le flacon était effectuée sous l'eau avec la précaution d'éloigner l'air atmosphérique autant que possible des pores de l'éponge en la pressant légèrement.

J'avais laissé dans le flacon une quantité d'eau suffisante pour la germination. Après avoir introduit l'éponge avec les graines de cresson, le flacon était fermé hermétiquement.

Pour faire une expérience comparable, je mis aussi dans un flacon rempli d'air atmosphérique, une éponge avec des graines de cresson. Déjà après quelques jours, les graines dans ce dernier flacon s'étaient développées, et commencèrent à former des feuilles. C'était tout autrement avec les graines dans le gaz de protoxyde d'azote. On n'y remarquait pas le moindre indice d'un développement du germe; néanmoins les graines y étaient gonflées et s'étaient couvertes d'une couche muqueuse, sans avoir éprouvé d'autre changement qui puisse donner un pressentiment de leur germination. Après deux semaines je retirais du flacon l'éponge avec les graines, mais dès qu'elles étaient mises au contact de l'air, elles commencèrent à germer de suite, d'où résulte, que les graines pendant leur séjour dans le gaz de protoxyde d'azote, n'avaient pas perdu la faculté de germer, tandis que les graines ne germent plus quand elles ont été en contact peu de temps, avec plusieurs autres gaz.

Le gaz dans lequel les graines avaient séjourné pendant deux semaines, n'avait éprouvé aucune altération, il ne contenait pas la même trace d'acide carbonique, et rallumait encore très-bien une bougie incandescente.

Pour connaître l'influence de ce gaz, sur des plantes déjà développées, je mis sous les précautions indiquées plus haut une

éponge avec des plantes de cresson complétement formées dans un flacon rempli de gaz de protoxyde d'azote. Pendant deux jours les jeunes plantes n'étaient pas changées, mais le troisième jour elles prirent une couleur jaune, et à la fin de la semaine elles étaient inclinées. Remises au contact avec l'air atmosphérique, elles reprirent en peu de jours leur verdure et se relevèrent.

Il faut remarquer que, les expériences indiquées étaient faites non-seulement avec les graines, mais aussi avec les plantes, soit que le gaz de protoxyde d'azote était exposé aux rayons directs du soleil ou tenu à l'ombre, que ni dans l'un, ni dans l'autre cas, la décomposition du gaz puisse être opérée.

Résumé.

Il résulte des expériences indiquées :

1° Que le gaz de protoxyde d'azote n'a pas la faculté de favoriser, ni la germination des graines, ni la végétation des plantes déjà formées;

2° Que le gaz n'est pas décomposé par le chlorophylle des plantes quand même l'appareil est exposé aux rayons directs du soleil;

3° Que des graines qui ont séjourné quelque temps dans ce gaz ne perdent pas, par leur contact avec lui, la faculté de germer à l'air.

Analyse de deux eaux de puits. Présence des acides valérianique et acétique. Quelques faits à ajouter à la fermentation butyrique. Quelques propriétés de l'acide valérianique;

Par A. Larocque, préparateur de chimie à l'école de Pharmacie.

Au mois de novembre 1843, je fus chargé, par un fabricant d'alcool des environs de Paris, d'analyser les eaux de deux puits qui se trouvent dans un rayon assez rapproché de sa propriété.

Quoiqu'il soit inutile de dire ici quels étaient les motifs qui avaient conduit ce fabricant à chercher à connaître la com-

position chimique de ces eaux, j'ajouterai cependant qu'il était de la plus haute importance d'y rechercher la présence de quelque produit de la décomposition du sucre, par exemple l'acide acétique ; ou ceux de la distillation de la houille, tels que goudron, matière résineuse ou quelque produit ammoniacal : ceci étant dit, je vais passer à l'examen chimique de ces eaux que je désignerai par les numéros 1 et 2.

Examen de l'eau n° 1.

Cette eau est d'une couleur brune, trouble, d'une odeur repoussante d'hydrogène sulfuré ; elle est faiblement acide au papier bleu de tournesol. Le gaz sulfhydrique y existe à l'état de liberté, car de l'argent en grenailles et une pièce d'argent plongés dans cette eau, ont bruni après quelque temps de contact. Cette eau ne contenait aucune trace de sulfate ; en effet, le chlorure de baryum n'y faisait naître aucun trouble, lorsque préalablement on acidulait la liqueur par quelques gouttes d'acide nitrique ou chlorhydrique. Le nitrate d'argent y démontrait la présence d'un phosphate et d'un chlorure ; l'oxalate d'ammoniaque, celle de la chaux. J'ai retrouvé encore dans cette eau la présence de la potasse et de la magnésie à l'état de chlorure. Cette eau ne contenait aucune trace d'ammoniaque, car après avoir rendu acide par l'acide sulfurique deux litres de cette eau afin de fixer l'ammoniaque qui pouvait s'y trouver à l'état de sulfhydrate, j'ai fait évaporer jusqu'à consistance d'extrait sec, j'ai introduit une partie de ce résidu dans un tube bouché par un bout et j'ai versé dessus de la potasse dissoute, puis j'ai introduit à l'extrémité du tube un papier rouge de tournesol, j'ai chauffé légèrement, et le papier n'a point changé de teinte, il a conservé sa couleur rouge : il n'existait donc point d'ammoniaque dans cette eau.

J'ai dit que cette eau ne contenait aucune trace de sulfate ; ce fait ne surprendra personne ; tous les chimistes savent, en effet, avec quelle facilité ces sels sont décomposés par les matières organiques et sont ramenés à l'état de sulfure. Cette eau nous a présenté ce phénomène à un degré très-marqué en raison de la grande quantité de matières organiques quelle renfermait. C'est un point sur lequel je reviendrai dans quelques instants, lorsque

je ferai connaître la nature de l'une de ces matières organiques.

Cette eau, par litre, laissait 5 gram. de résidu d'une couleur jaunâtre foncé et forme de :

Chlorure potassique. . .	1,300
— calcique.	1,180
— magnésique. . .	0,300
Phosphate de potasse. . .	0,100
Matières organiques. . . .	2,050
Fer.	0,010
Silice.	0,050
Perte.	0,010
	5,000

20 gr., résidu de quatre litres d'eau, introduits dans une petite cornue à la tubulure de laquelle j'avais mis un tube en *s*, fut adapté à une allonge et à un récipient; l'appareil étant disposé sur un fourneau, je versai dans la cornue par le tube en *s* de l'acide sulfurique, étendu de son volume d'eau; il s'y fit une vive effervescence; j'ajoutai de l'acide en léger excès. Je remarquai à la surface de la liqueur des gouttelettes comme huileuses, puis je distillai. Il passa dans le récipient un liquide très-acide, d'une odeur piquante, mélangée d'odeur de beurre rance. Dans les premiers temps de la distillation, le liquide du récipient était laiteux et surnagé par quelques petites gouttelettes huileuses; je séparai ce liquide laiteux, je le plaçai dans un tube long et étroit, effilé à l'une de ses extrémités, et je le laissai en repos pendant plusieurs heures. Je continuai la distillation et je retirai encore une petite quantité d'un liquide acide non laiteux; je mis tous ces produits de côté afin de pouvoir les examiner ultérieurement.

Examen du produit distillé laiteux.

Après plus de deux heures de repos, il se fit deux couches dans le tube; l'une plus légère, en très-faible proportion (quelques gouttes seulement) possédait à un haut degré l'odeur de beurre rance, ayant quelque rapport aussi avec celle de l'acide acétique; ce corps huileux était fortement acide au papier bleu de tournesol, mais comme on pouvait supposer qu'il pouvait

retenir des traces d'acide chlorhydrique provenant de la décomposition des chlorures contenus dans cette eau, qu'il pouvait encore avoir entraîné des traces d'acide sulfurique, ce caractère acide n'avait donc pas en ce moment une bien grande importance. Si l'on versait de l'eau sur ces gouttelettes huileuses, elles se dissolvaient, et l'odeur de beurre rance était encore très-manifeste; je crus avoir trouvé dans cette eau la présence de l'acide butyrique, et pour m'en assurer, je me procurai 70 ou 80 litres de cette eau, afin de pouvoir examiner avec plus d'attention l'acide qu'elle fournissait. Ce résidu, du poids de 300 gr., fut décomposé par l'acide sulfurique dans une cornue comme précédemment. Le liquide distillé fut saturé par le carbonate de potasse, évaporé à sec et décomposé de nouveau par l'acide sulfurique. Je retirai environ 14 à 15 gr. d'un liquide d'une odeur de beurre rance assez prononcée; j'en retirai 5 à 6 gr. environ bouillant entre 174 et 176°. Pendant longtemps j'ai été incertain sur la nature de cet acide; aujourd'hui mieux éclairé, je viens faire connaître ses propriétés; c'est cet examen qui fera l'objet de cette note.

Cet acide pur est incolore, d'une odeur de beurre rance, rappelant cependant celle de la valériane; sa saveur est fortement acide, appliqué sur la langue il la blanchit; il est assez soluble dans l'eau avec laquelle il forme un liquide laiteux quand la quantité d'eau n'est pas assez considérable pour tout dissoudre, il bout entre 174 et 176°, versé dans l'acétate de plomb neutre, il y forme un dépôt blanc, huileux, de valérianate de plomb; dans l'acétate de cuivre, il forme, non pas un précipité cristallin comme dans ce cas le fait l'acide butyrique, mais bien une couche huileuse, tout à fait différente, et qui ne s'hydrate que quelque temps après, et prend la forme cristalline. Ce caractère est peut-être le seul qui puisse faire reconnaître de suite si l'acide que l'on a à examiner est ou n'est pas de l'acide valérianique; il déplace l'acide acétique contrairement à l'observation de Trommsdorff. Il forme, avec la baryte, un sel soluble incristallisable, jouissant de la propriété de tournoyer rapidement à la surface de l'eau comme le fait le butyrate de cette base, cette propriété, je l'ai constatée aussi sur le valérianate de baryte produit avec l'acide valérianique retiré de la valériane. Il éthérifie

par la simple agitation avec l'acide sulfurique, l'alcool, le méthylène, et donne des éthers viniques et méthyliques ayant la plus grande analogie de propriétés avec les éthers obtenus au moyen de l'acide butyrique. Le valérianate d'éthyle bout entre 102 et 104°. Toutes ces propriétés, je les ai constatées comparativement avec l'acide valérianique retiré de la racine de valériane.

Analyse de l'acide butyrique retiré de la racine de guimauve, de l'oignon de lis et des semences de coing.

Les analyses que j'ai faites de l'acide retiré des matières mucilagineuses en fermentation ne me laissent aucun doute sur la nature de l'acide fourni dans cette circonstance; c'est bien de l'acide butyrique et non de l'acide valérianique, qui prend naissance, ainsi que quelques personnes me l'avaient objecté, à une certaine époque. Tout le prouve, d'abord sa composition qui n'est pas la même, et par suite son équivalent, qui est beaucoup moins élevé que celui de l'acide valérianique. Quelques combustions de butyrate d'argent m'ont donné, en effet, les nombres suivants, bien différents de ceux que donnerait le valériate d'argent.

1,458 sel d'argent a donné 0,8065 d'argent = 2440,66 pour l'équivalent.

2,753 du même butyrate a donné 1,524 de métal = 988,81 pour l'équivalent.

0,620 a donné 0,342 d'argent = 990,28 pour l'équivalent. Donc la moyenne est 2420,91.

Les combustions faites avec l'oxyde de cuivre ne laissent non plus rien à désirer. En effet, 1,547 butyrate d'argent ont donné eau 0,5045 et 1,390 d'acide carbonique, équivalent de l'acide = 989,91.

1,804 butyrate d'argent ont donné eau 0,588 et 1,625 d'acide carbonique. Deux autres analyses ont donné des résultats sensiblement les mêmes.

En centièmes ce sel est formé de :

Carbone.	24,591
Hydrogène.	3,586
Oxygène.	12,396
Oxyde d'argent.	59,427
	100,000

La formule de cet acide est $C^8H^7O^3$ + Ago dans les sels anhydres.

Formule bien différente de $C^{10}H^{10}O^4$ représentant l'acide valérianique.

L'équivalent de l'acide butyrique admis par MM. Pelouze et Gélis est 987,50 qui représente exactement la formule $C^8H^7O^3$ assignée par ces chimistes. De plus, un caractère essentiel et qui ne permet pas de confondre ces deux acides est la réaction qu'ils exercent sur l'acétate de cuivre. Cette réaction m'a toujours empêché de confondre ces deux acides.

Dans le mémoire que j'ai publié l'an dernier sur la fermentation de la racine de guimauve, j'ai dit qu'il y avait dégagement d'azote, d'hydrogène et enfin d'acide carbonique ; la proportion de ces gaz va en augmentant ou en diminuant, selon le temps qu'a duré la fermentation : ceci du reste est bien connu et je ne m'y arrêterai pas d'avantage. Il arrive un moment où le dégagement s'arrête parce qu'alors il n'y a plus de sucre ou de fécule ou même de mucilage à décomposer; mais si dans cette liqueur on ajoute jusqu'à saturation du bicarbonate de soude et que l'on mette une nouvelle quantité de sucre en présence de cette liqueur, la fermentation recommencera et l'on pourra se procurer une nouvelle quantité d'acide butyrique. Dans quelques expériences que j'ai faites cette année pour m'assurer si réellement il se formait de l'alcool pendant la fermentation, je suis arrivé à en retirer de petites quantités, tandis que l'an dernier je n'avais pu maintes fois en retrouver de traces. Ceci tient, je crois, au milieu dans lequel se trouvent les mélanges en fermentation; car j'ai vu que toutes les fois que la fermentation n'allait pas franchement il y avait production de beaucoup d'alcool et de peu d'acide butyrique. Quoi qu'il en soit, l'acide butyrique retiré d'une fermentation qui a bien ou mal marché est toujours le même, et jouit des propriétés indiquées précédemment.

Il me reste à expliquer la présence de l'acide valérique dans cette eau. Voici comment je m'en rends compte.

D'après les recherches de MM. Dumas et Balard, etc., l'acide valérique peut prendre naissance par l'oxydation de l'huile de pomme de terre. Cette oxydation peut se faire dans diverses cir-

constances fort remarquables que je crois devoir signaler succinctement ici. L'huile de pommes de terre, comme chacun sait, est le produit de la fermentation du sucre, soit de fécule, soit de betterave. M. Balard pense que l'acide valérique prend naissance par l'exposition des vinasses au contact de l'air; de là l'odeur infecte que ces résidus exhalent après quelque temps et à de certaines époques de l'année.

Quoi qu'il en soit, la présence de l'acide valérianique dans l'eau de puits ne va pas nous surprendre maintenant, puisque nous savons que les vinasses, dans de certaines conditions, peuvent engendrer cet acide. Dans le cas qui nous occupe, nous avons aussi une grande quantité de vinasses répandues dans un réservoir, vaste foyer de fermentation où se trouvent réunis sucre non décomposé, huile de pomme de terre, ferment non altéré, etc. Là toutes ces matières, sous des influences variées, donnent naissance aux acides acétique, valérianique et butyrique; ils se combinent à la chaux et à la magnésie, bases qui existent constamment dans les terrains argileux, d'où résultent des sels de ces métaux; mais d'autres altérations ont encore lieu sous l'influence des matières organiques qui se trouvent dans ce foyer d'infection. Les sulfates sont décomposés et transformés en sulfures; ces derniers le sont eux-mêmes par les acides libres acétique, valérique, etc. De là de l'acide sulfhydrique libre dans la liqueur, de là des acétates et valérianates de chaux qui se trouvaient dans le résidu de cette eau.

Conclusions.

Il résulte : 1° que l'acide qui prend naissance pendant la fermentation de la racine de guimauve, des semences de coings et de l'oignon de lis, est l'acide butyrique; 2° que sous certaines influences les vinasses peuvent donner naissance en présence de l'air à différents acides parmi lesquels on retrouve l'acide acétique et valérianique, fait déjà observé par plusieurs chimistes; 3° que pendant la fermentation butyrique, lorsqu'elle n'est pas franche, le sucre donne naissance à de l'alcool; 4° qu'il y a entre les acides butyrique et valérianique la plus grande analogie de propriétés qui peut faire prendre l'un pour l'autre, mais

qu'on peut les distinguer facilement lorsqu'on les met en contact avec l'acétate de cuivre.

Dans un prochain mémoire, je ferai connaître l'action de la chaleur sur quelques sels de zinc à acides volatils, tels que butyrate, valérianate, acétate et formiate, etc.

Pharmacie.

De la pharmacie en Chine.

Extrait des observations médicales du docteur Wilson sur la Chine, (Pharmaceutical Journal of Jacob Bell).

Traduit par M. Félix Boudet.

Les pharmacies chinoises sont vastes et disposées d'une manière commode. Elles sont garnies d'un grand nombre de tiroirs et de pots rangés comme dans les officines anglaises; les vases de verre y sont très-rares. Chaque classe de médicaments occupe un casier différent; chaque médicament est maintenu avec le plus grand soin à la place qui lui appartient, et leur ensemble offre un caractère d'ordre et de régularité qui ferait honneur à une pharmacie de Londres.

Les pharmaciens chinois ne cherchent pas à faire remarquer leurs, magasins au moyen de flacons bigarrés de diverses couleurs ou de ces signes cabalistiques qui jouent un si grand rôle sur les devantures de quelques marchands de drogues en Angleterre; leurs établissements sont d'une extrême simplicité et n'offrent que les dispositions strictement nécessaires pour les faire reconnaître.

En examinant le contenu des tiroirs et des boîtes, etc., on y trouve peu de médicaments semblables ou même analogues à ceux qui sont employés en Europe.

Le camphre, la rhubarbe, la réglisse, se remarquent en première ligne; mais on ne trouve nulle part les sels purgatifs, le calomel, les teintures, qui sont d'un emploi si familier aux Anglais. L'opium lui-même, l'opium dont les Chinois font un usage si passionné, ne semble point faire partie de leur matière

médicale; du moins on ne l'aperçoit sous aucune forme dans les magasins des droguistes. Le cinabre, ou une substance qui lui ressemble beaucoup, est le remède favori dans un grand nombre de maladies externes; aussi est-il l'article le plus apparent dans chaque collection.

Sur les comptoirs des droguistes sont placées de grandes boîtes garnies de préparations vraiment merveilleuses : l'une arrête instantanément la choléra, une autre donne immédiatement des forces, une troisième infuse le courage, d'autres excitent l'amour ou donnent la faculté d'être aimé, il y en a enfin de quoi satisfaire les besoins et les désirs de chacun. Cet ambitieux étalage est bien ridicule assurément, mais l'est-il plus que les prétentions, sans doute beaucoup moins innocentes, de ces charlatans qui, dans les pays les plus éclairés de l'Europe, prônent des remèdes doués de propriétés tout aussi extraordinaires? Au moins en Chine les panacées, les mixtures héroïques, les philtres et les breuvages composés dans les laboratoires des pharmaciens, passent pour être parfaitement inoffensifs, et certes on ne pourrait pas en dire autant de ces remèdes si vantés et si usités en Angleterre sous les noms de médecines antibilieuses, antidyspectiques, antinerveuses, etc.

Le médecin chinois, lorsqu'il est appelé auprès d'un malade, examine l'état de son pouls, lui témoigne beaucoup d'empressement, et un vif désir de le soulager, s'efforce de le convaincre qu'il a une profonde connaissance de sa maladie, et enfin écrit une formule d'une apparence si imposante que l'ordonnance la plus soignée, la plus attentivement rédigée d'un professeur de Londres ne saurait soutenir avec elle la moindre comparaison. Elle occupe ordinairement une large feuille de papier, souvent elle est ornée de caractères rouges disséminés au milieu des caractères noirs, et toujours elle offre l'aspect d'une œuvre savante et laborieuse. Cependant, le croirait-on, pour tant de soins les honoraires du docteur ne s'élèvent pas à un schelling, c'est-à-dire à 24 sous de France.

L'ordonnance portée chez le pharmacien, celui-ci l'étale sur son comptoir, l'examine avec attention et s'occupe de l'exécuter selon l'art. Le nombre des articles prescrits est rarement au-dessous de neuf ou dix. Ce sont le plus souvent des poudres,

des racines incisées ou d'autres substances sèches, car ce n'est que par exception, en quelque sorte, que l'on voit des médicaments liquides sortir d'une pharmacie chinoise. Chaque préparation est enveloppée avec symétrie dans un morceau de papier blanc ou rouge; le papier blanc s'emploie pour les drogues les plus nombreuses et les plus communes, les papiers rouges sont réservés pour celles dont l'efficacité est la plus grande ou la valeur la plus considérable, pour le ginseng, par exemple.

Les surgeons préparent leurs prescriptions eux-mêmes, appliquent les topiques, et font autant qu'ils peuvent la médecine auprès des personnes qui réclament leur assistance. Ils remplissent à peu près les fonctions attribuées en Angleterre au praticien général (general practitionner); mais leurs magasins sont d'ordinaire assez pauvrement garnis, et leurs bénéfices sont comme leurs fonctions d'une médiocre importance. La profession de droguiste est plus lucrative que celle de *surgeon*, car le peuple chinois a un goût très-prononcé pour la médecine, et les droguistes n'ayant aucune envie de contrarier cette disposition, ne négligent aucune occasion de faire prendre des médicaments et même à des doses considérables. J'ai vu, par exemple, dit le docteur Wilson, cinq bols plus volumineux que nos billes de marbre, qui devaient être pris en une seule dose par un homme qui se plaignait de coliques. J'admets volontiers que ces bols n'étaient pas composés d'ingrédients très-énergiques, mais ce qui me paraît merveilleux, c'est que le patient ait pu les avaler sans le secours d'une sonde. Si on s'avisait, en Angleterre, de prescrire ou de préparer d'aussi monstrueuses pilules, on ne douterait pas qu'elles fussent destinées à des chevaux.

La pharmacopée, ou plutôt la matière médicale chinoise, forme un volume très-considérable. Un court abrégé de cette pharmacopée est entre les mains du docteur Wilson, et il ne contient pas moins de 1,300 pages in-octavo.

Le ginseng est par excellence le garant de la santé et le moyen de prolonger la vie. On lui attribue le prodigieux pouvoir non-seulement d'entretenir, mais même de régénérer toutes les parties du corps humain, et il inspire un degré d'admiration qui ressemble vraiment à un culte.

Il n'y a jamais de cas désespéré pour celui qui peut se pro-

curer en abondance ce remède si précieux, ce véritable aliment de la vie; mais il est d'un prix si élevé que le plus grand nombre des malades ne peut y atteindre. En général, excepté pour de petites quantités, il est l'objet d'un commerce spécial et exclusif, et on ne le trouve pas dans toutes les maisons de droguerie. A Tinghae, le docteur Wilson a visité un magasin de ginseng qui avait la plus modeste et même la plus triste apparence. On ne se donne pas même la peine de le renfermer dans des armoires vitrées ou de le placer sur des tablettes. On n'aperçoit dans la boutique du marchand qu'un rempart de comptoirs derrière lesquels sont rangées des boîtes très-solidement construites, c'est dans ces boîtes que le ginseng est rigoureusement enfermé et distribué dans de petites cases qui en contiennent chacune environ un gramme. Un étranger bien recommandé, ou une personne dont le caractère offre toute garantie, peut être admise à le regarder; mais elle ne pourrait pas y toucher avant d'en avoir payé la valeur. Proverbialement, on dit qu'il vaut plus que son poids d'or, et l'usage confirme pleinement ce dicton populaire, car dans le magasin que nous venons de décrire on montra au docteur Wilson un morceau de ginseng qui, d'après le cours, devait être vendu à raison de 25 dollars ou environ 120 fr. l'once.

Sur les changements de composition qu'éprouve la teinture d'iode suivant le temps écoulé depuis sa préparation; par M. Guibourt.

Nous pensons faire une chose utile à nos lecteurs en reproduisant, d'après le bulletin de l'Académie de médecine, les explications données pas M. Guibourt, dans la discussion sur les injections iodées. La vogue dont jouit cette préparation auprès des chirurgiens, donne un grand intérêt pratique à ces remarques du professeur de l'Ecole de pharmacie.

« Je désire fixer l'attention de l'Académie sur les variations que présente la teinture alcoolique d'iode dans sa constitution et dans ses effets thérapeutiques, suivant le temps plus ou moins long qui s'est écoulé depuis sa préparation.

» Je commencerai par rappeler ce qui s'est passé lorsque

Coindet a proposé pour la première fois l'emploi de l'iode contre le goître. Il en prescrivit alors la teinture alcoolique, à la dose de quatre, six ou huit gouttes, deux ou trois fois par jour dans un liquide aqueux. Mais la teinture d'iode précipitant par l'eau, le liquide tenait en suspension des particules solides d'iode qui, en se déposant sur la paroi de l'estomac, y causaient de vives irritations et probablement de petites ulcérations locales. Aussi est-il arrivé que des personnes attaquées de goître, mais du reste bien portantes auparavant, éprouvèrent des douleurs d'estomac, la perte de l'appétit, de mauvaises digestions et de l'amaigrissement : d'où est née l'opinion, que les médecins peuvent se rappeler avoir régné à cette époque, que l'iode ne paraissait guérir le goître qu'en le diminuant proportionnellement à l'amaigrissement général ; qu'il diminuait en outre spécialement les mamelles ; et qu'il fallait éviter surtout de le prescrire aux jeunes filles, pour ne pas nuire au développement d'organes dont la nature a voulu qu'elles fussent pourvues. Ces reproches frappèrent Coindet, qui, pour y remédier, remplaça la teinture alcoolique d'iode par une solution d'hydriodate de potasse iodurée, laquelle, ne laissant pas précipiter d'iode par l'eau, n'exerçait sur l'estomac qu'une excitation légère et uniforme, tournant au profit des forces digestives. Aussi, dès ce moment, non-seulement tous les accidents reprochés à l'usage de l'iode disparurent, mais encore les adolescents faibles et débiles acquirent de l'appétit et de l'embonpoint ; et chez les jeunes filles la coloration du teint, l'apparition des règles et le développement du sein témoignèrent de l'action bienfaisante du médicament. Je rappelle ces faits, qui doivent être dans la mémoire de tous les médecins, pour bien établir la grande différence qui existe dans l'action de l'iode, suivant qu'il est appliqué à l'état solide ou sous celui de parfaite dissolution sur une surface vivante ; et je passe maintenant à l'examen de la mixture employée par M. Velpeau dans le traitement de l'hydrocèle.

» Je suppose d'abord que la teinture d'iode soit récemment préparée, comme est celle que je présente à l'Académie, que j'ai obtenue, il y a trois jours, en dissolvant à froid, ainsi que le prescrit le Codex, une partie d'iode dans douze parties d'al-

cool à quatre-vingt-six degrés centésimaux. Si l'on mélange cette teinture avec le double de son poids d'eau, l'iode en sera précipité presque en totalité sous la forme de particules noirâtres, faciles à séparer par le repos, et le liquide surnageant restera à peine coloré. Sous quel état cette mixture sera-t-elle employée? Si on n'en prend que la partie claire et transparente, on ne produira, suivant toutes les probabilités, qu'une irritation légère due principalement à l'alcool. Si on agite le liquide pour l'injecter trouble, on déposera sur la tunique vaginale une masse de particules solides d'iode, qui devront produire une irritation tellement intense, qu'elle pourra devenir dangereuse.

» Supposons maintenant que la teinture d'iode ait quatre ou cinq mois de préparation, voici ce qui se sera passé dans cet intervalle de temps. Une partie de l'iode aura séparé de l'hydrogène de l'alcool, pour former de l'acide iodhydrique, lequel s'unit à une partie d'iode et forme de l'acide iodhydrique ioduré, qui ne précipite plus par l'eau (1). D'un autre côté, l'alcool aura probablement remplacé l'hydrogène perdu par de l'iode, formant aussi un nouveau composé non précipitable par l'eau. Il en résulte que, lorsqu'on mêle cette teinture âgée de quatre ou cinq mois avec le double de son poids d'eau, il y a bien encore une précipitation d'iode, mais trois ou quatre fois moins abondante qu'avec la teinture récente. La teinture surnageante, au contraire, sera beaucoup plus colorée, et il est indubitable que les effets de la mixture, employée claire ou trouble, seront différents de ceux obtenus avec la teinture nouvellement préparée.

» Enfin, si l'on prend de la teinture d'iode préparée depuis un an ou dix-huit mois, c'est à peine si elle se troublera par l'eau, et l'on obtiendra encore une médication différente. Je conclus des faits précédents, que j'avais reconnus depuis longtemps, et que je viens de vérifier de nouveau, que la teinture alcoolique d'iode est un médicament variable dans sa composition et dans ses effets, et qu'il conviendrait de la remplacer, pour l'usage qui

(1) M. Caventou a fait observer qu'alors la prétendue teinture d'iode devrait être fort irritante, l'acide iodhydrique étant un acide énergique, analogue à l'acide chlorhydrique.

fait l'objet de la présente discussion, par une mixture analogue faite extemporanément et de toutes pièces.

» Telle serait, par exemple, celle-ci où la totalité de l'iode reste dissoute, et forme un médicament homogène dans toutes ses parties.

« Pr.	Iode.	5 grammes.
»	Iodure de potassium.	5 —
»	Alcool à 90 degrés centésimaux. .	50 —
»	Eau distillée.	100 —
		160 grammes.

» Triturez dans un mortier l'iode, l'iodure de potassium et un peu d'eau. Ajoutez l'alcool et ensuite le restant de l'eau. La dissolution de l'iode et de l'iodure est complète. Renfermez le liquide dans un flacon bouché. »

Note sur la préparation facile et économique de la mannite; par M. GIOVANNI RUSPINI, de Bergame.

L'auteur, dont la brochure a été envoyée à la Société de Pharmacie avec un échantillon de la mannite, commence par passer rapidement et superficiellement en revue les travaux des divers auteurs qui se sont occupés de l'étude de ce produit; puis il nous rappelle que le prince L.-L. Bonaparte, ayant observé la propriété que possède la dissolution aqueuse de mannite de produire, par le refroidissement, des cristaux beaucoup plus gros et plus réguliers que ceux obtenus de la dissolution alcoolique, a profité de cette observation pour faire connaître le moyen suivant de préparer la mannite d'une manière économique.

Le prince L. Bonaparte conseille de traiter la manne en larmes par l'alcool bouillant, et, après avoir laissé cristalliser la mannite, d'en retirer tout l'alcool par la filtration et la pression, puis de redissoudre dans l'eau bouillante le gâteau de mannite ainsi obtenu. Par le refroidissement, on obtient des cristaux superbes et d'une grande blancheur.

M. Ruspini attribue à trois causes l'élévation du prix de la mannite : 1° à la perte d'une partie de l'alcool employé; 2° au

peu de produit que l'on obtient; 3° à l'emploi de la manne en larmes (canellata) dont le prix est toujours élevé. On évite ces inconvénients en opérant de la manière suivante :

On fait fondre au feu six livres (1) de manne en sorte (Geracy) avec environ la moitié de son poids d'eau de pluie, dans laquelle on a préalablement battu un blanc d'œuf; on fait bouillir quelques minutes, et on passe à travers une chausse de laine.

Le liquide ainsi obtenu se solidifie par le refroidissement. Il présente alors les caractères suivants : masse de couleur brun-pâle, qui, par la trituration, se résout en un liquide pultacé et semblable à du miel commun.

C'est après avoir transformé la manne en cet état que M. Ruspini en sépare la mannite par deux procédés différents.

Premier procédé.

Après avoir fortement exprimé dans un sac de toile la manne préparée comme il vient d'être dit, l'auteur fait sécher la mannite grenue et presque blanche qui reste dans le sac (la partie filtrée est au contraire très-colorée) et la réduit en poudre. Il fait ensuite dissoudre celle-ci dans de l'alcool à 26° 13, et quand la dissolution est bouillante, il y ajoute du noir d'os et la filtre immédiatement au papier, en ayant soin de laisser tomber le liquide filtré dans une capsule de porcelaine où la mannite cristallise par le refroidissement. Il a ainsi obtenu trente onces de cristaux, qui, pour se servir de ses propres expressions, sont blancs comme la neige et resplendissants comme la nacre de perle.

L'alcool séparé par la filtration, et celui qu'on peut encore obtenir en pressant légèrement les cristaux, peut être mis de côté pour une autre opération, ou bien encore on peut le distiller et en séparer ainsi de la mannite qu'il tient encore en dissolution; mais comme cette dernière est toujours colorée, il faut la redissoudre et la blanchir de nouveau, ou, ce qui vaut mieux, la conserver pour une nouvelle opération.

M. Ruspini a trouvé, par l'expérience, que la mannite n'est

(1) La livre n'est que de 12 onces.

pas plus purgative que la manne, et en cela il diffère d'opinion avec le prince L. Bonaparte et M. Soubeiran, qui ont dit que la mannite est la partie purgative de la manne; tandis que M. Berzélius et d'autres chimistes ont trouvé que la mannite ne contribue aucunement à rendre la manne purgative.

M. Ruspini ne partage pas plus cette dernière opinion que la précédente.

Deuxième procédé.

Il diffère du premier en ceci, qu'au lieu de dessécher le gâteau de mannite amorphe pour le traiter ensuite par l'alcool, on commence par y ajouter un poids d'eau froide à peu près égal au sien, et on exprime de nouveau.

On obtient ainsi un produit qui est sensiblement moins coloré qu'il n'était avant cette dernière purification. Le liquide coloré qui s'en est écoulé peut être ajouté à celui de la première opération.

Enfin, au lieu de dissoudre cette mannite blanche et amorphe dans l'alcool, on la dissout dans une suffisante quantité d'eau bouillante additionnée de charbon animal; on filtre le liquide bouillant au-dessus d'une capsule de porcelaine qu'on reporte sur le feu, afin de faire évaporer la solution jusqu'à pellicule; puis on la retire pour laisser la cristallisation se former. Les cristaux ainsi obtenus sont beaucoup plus volumineux que ceux qui sont déposés d'une dissolution alcoolique. Ce sont des prismes quadrangulaires tronqués d'une blancheur et d'une transparence parfaites.

Pour l'usage de la médecine, M. Ruspini ne prépare pas la mannite en cristaux; il la vend en poudre qu'il prépare comme suit:

Il fait tout simplement dissoudre à chaud la mannite amorphe et lavée dans une quantité d'eau à peine suffisante, et au lieu d'y ajouter du charbon et de filtrer ensuite, il laisse le liquide se prendre en une masse cristalline qu'il fait égoutter sur une toile et qu'il exprime ensuite légèrement. Il obtient ainsi une cristallisation confuse qui étant séchée et pulvérisée forme sa *mannite officinale*.

Note du traducteur. — J'ai répété les expériences de M. Rus-

pini et j'ai obtenu tous les résultats qu'il a annoncés. Son deuxième procédé est aussi facile et aussi parfait qu'il est simple et ingénieux. Tous les pharmaciens sauront apprécier le travail de leur savant confrère, qui, par la divulgation de son procédé dans toutes les Calabres, va probablement y faire naître une nouvelle industrie.

J. Dalpiaz.

Revue Médicale.

Analyse du sang des scrofuleux ; par le docteur Nicholson. — Les recherches sur les altérations des liquides sont en grande faveur aujourd'hui, et à juste titre, car elles seules peuvent donner la clef d'une multitude de phénomènes inexplicables par nos devanciers. Parmi ces recherches, les unes ne sont pas susceptibles d'éclairer immédiatement la pratique médicale ; ce sont de simples documents qui, fécondés et développés plus tard, pourront faire avancer la science ; les autres se résolvent de suite et sans intermédiaires en applications pratiques intéressantes. Le travail de M. Nicholson appartient à cette dernière catégorie de recherches.

Ce médecin ayant exécuté un grand nombre de fois l'analyse du sang des scrofuleux, a reconnu qu'il était constamment altéré dans cette maladie.

Le tableau suivant donne une idée de ces modifications :

Analyse du sang de 12 scrofuleux.

SUR 1,000 PARTIES :				
NUMÉRO D'ORDRE.	GLOBULES.	FIBRINE.	SUBSTANCES DISSOUTES DANS LE SÉRUM.	EAU.
1	101,	3,	79.5	816,5
2	98,	2,8	79,	820.2
3	98,	2,4	79,1	820,5
4	97,	3,	79,	821,
5	96,5	2,5	78,	823,
6	80,	2,3	78,7	839,
7	79,	2,	79,	840,
8	79,	2,	80,	839,
9	63,5	1,2	80,	855,3
10	64,	1,8	79,	855,2
11	65,5	1,7	78,5	854,3
12	64,	2,	79,	855,

Or les chiffres suivants, qui ont été proposés par MM. Andral et Gavarret, étant admis comme types de l'état normal : globules, 127 ; fibrine, 3 ; substances dissoutes dans le sérum, 80 ; eau, 790, on voit combien ces éléments subissent d'altérations dans la scrofule. C'est principalement alors sur les globules et la fibrine que portent les modifications ; car le poids de ces matières diminue, dans certains cas, de moitié. 'eau, au contraire, augmente constamment, mais d'une quantité relative moins considérable. Quant aux matériaux dissous dans le sérum, ils ne subissent aucun changement notable.

Une proposition générale, qui découle du tableau précédent, c'est que la diminution de fibrine et de globules et l'augmentation d'eau marchent concurremment et proportionnellement.

Le microscope, suivant M. Nicholson, s'accorde avec l'analyse chimique pour accuser, dans les globules du sang scrofuleux, une altération profonde ; ainsi ils sont rares, pâles, irréguliers.

L'auteur de ce travail fait remarquer avec raison que ses analyses infirment complétement l'opinion d'après laquelle la pléthore sanguine, ou, si l'on veut, l'excès des matériaux solides du sang, serait la condition la plus favorable au développement des phlegmasies. Des conditions opposées de l'économie, celles qui font le cachet de la scrofule, paraissent au contraire disposer efficacement aux inflammations, comme le démontre la fréquence des ophthalmies, des maladies de la peau, des arthrites, etc., chez les scrofuleux. (Trad. de l'*American Journ. of medic. scienc.*, 1846)

La conclusion pratique de ces recherches c'est que dans la scrofule les parties excitantes, substantielles, réparatrices du sang, sont amoindries. Un régime tonique, animalisé, azoté, solide, convient donc parfaitement pour augmenter, chez les personnes atteintes de cette maladie, la quantité de globules et de fibrine du sang, et diminuer la proportion d'eau. Certes, on ne procédait guère autrement, avant ces analyses, pour guérir les scrofuleux. Cependant on leur applique encore souvent des sangsues, et on leur prescrit des purgatifs, moyens débilitants. — D'ailleurs, n'est-il pas bien satisfaisant pour l'esprit de pouvoir dorénavant opposer à une maladie aussi fréquente que la scrofule un traitement dont l'expérimentation démontre rigoureusement l'opportunité et fait espérer le succès ?

Composition de l'air dans les lieux confinés ; par M. Lassaigne. — M. Lassaigne combat, dans ce mémoire, l'opinion généralement admise et passée en principe, que l'air vicié par la respiration, occupant les régions inférieures d'une enceinte, peut être sans cesse renouvelé à l'aide d'appels qui l'entraînent au dehors. Cette assertion lui paraît opposée à la loi de physique sur les mélanges des fluides élastiques entre eux et

avec les vapeurs qu'on peut énoncer ainsi : « Les divers fluides élastiques, simples ou composés, qui n'exercent aucune action chimique les uns sur les autres, se répandent uniformément dans toute l'étendue d'un espace limité, et indépendamment de leur densité respective. » Dans le but de contrôler cette assertion, M. Lassaigne a entrepris une série de recherches qui l'ont conduit à poser les conclusions suivantes :

1° Dans les espaces clos au sein desquels ont respiré plusieurs personnes, l'acide carbonique ne se trouve pas exclusivement dans les régions inférieures.

2° Conformément aux lois de physique, ce gaz se trouve à peu près répandu en même proportion dans toute l'étendue de la masse d'air confiné qui a servi à la respiration de plusieurs personnes.

3° Les légères différences remarquées à cet égard tendraient plutôt à faire admettre que la quantité d'acide carbonique est un peu plus considérable dans les régions supérieures d'une enceinte contenant un volume d'air limité.

4° Les notions fournies par les expériences relatées dans ce mémoire, indiquent qu'il importe de renouveler toute la masse d'air dans les lieux où se trouvent de grandes réunions d'hommes afin de chasser la portion de ce fluide viciée par l'acte de la respiration et répandue dans tout l'espace.

5° Le malaise qu'on ressent en respirant l'air plus ou moins chaud qui occupe, dans certaines salles mal ventilées, les régions supérieures, est plutôt dû à sa raréfaction qu'à sa composition, cette dernière étant toujours à peu près la même que celle de l'air des régions inférieures. (Séance de l'Institut du 13 juillet 1846.)

Influence remarquable de l'alcool sur la respiration.— Dans un mémoire présenté à l'Académie des sciences le 29 septembre 1845, le docteur Viérord, en étudiant l'influence du jeûne et des repas sur la quantité d'acide carbonique exhalé, avait noté que « la portion d'acide carbonique expirée diminue presque à l'instant quand on a bu quelque liqueur spiritueuse, et que cette diminution dure environ deux heures. » (*Gaz. méd.*, 1845, p. 637).

MM. Bouchardat et Sandras, dans un travail qu'ils viennent de présenter à la même compagnie savante (séance du 13 juillet 1846), sur la digestion des boissons alcooliques, ont reconnu que si l'alcool est introduit en trop grande quantité dans l'estomac et par conséquent dans les vaisseaux absorbants, le sang des artères offre bientôt les caractères du sang veineux, et l'animal présente les symptômes de l'asphyxie.

Ainsi s'explique cette coloration violette, cette turgescence des yeux si commune chez les ivrognes, surtout quand ils sont en pleine intoxi-

cation alcoolique. C'est donc très-probablement par asphyxie que périssent les hommes adonnés aux boissons.

En quoi consiste cette influence pernicieuse de l'alcool? Est-ce une réaction directe de la liqueur sur le sang? ou bien plutôt, n'est-ce pas consécutivement au trouble profond que l'alcool apporte dans les fonctions du cerveau, de la moelle et des plexus pulmonaires, que l'asphyxie se montre chez les ivrognes?

De l'emploi de l'huile de cade ou de genévrier dans les affections exémateuses de la peau et dans l'ophthalmie scrofuleuse, par M. Serre (d'Alais). — Lorsqu'on distille du goudron et de l'eau, il passe un mélange d'huile de térébenthine avec beaucoup d'huile pyrogénée et un peu de pyrétine, mélange qui est brun et d'une odeur désagréable. On a donné à cette matière le nom d'*huile de cade*.

Il est probable qu'elle est à peu près identique à l'huile de cade ou de genévrier (*Juniperus oxycedrus*), sur les propriétés de laquelle M. Serre a publié un travail dont cet article est un compte rendu.

D'après ce médecin, les paysans du midi de la France, qui font de cette huile une grande consommation, la préparent avec les grosses branches et les racines des vieux genévriers. Après en avoir détaché avec soin l'aubier, ils coupent le bois en morceaux de 20 à 30 centimètres de long, et l'entassent dans une vieille marmite de fonte percée sur un des côtés. On place dessus un couvercle luté et on chauffe; l'huile coule bientôt et est recueillie. 50 kilog. de bois en fournissent 15 kilog.

Ainsi préparée, l'huile de cade est un liquide brunâtre, très-inflammable, d'une odeur goudronneuse, d'une saveur âcre et caustique. Son action irritante sur la peau est nulle; sur les muqueuses saines, très-légère; sur celles qui sont enflammées, un peu plus manifeste.

Dans les environs d'Alais, c'est le remède par excellence qu'emploient les bergers contre la gale des moutons. M. Serre a obtenu le même résultat quand il a traité de la même manière la gale humaine. Lorsque cette maladie est récente, trois ou quatre frictions suffisent pour la faire disparaître; ancienne, elle est plus rebelle et exige des soins plus longs. Mais c'est surtout contre l'ophthalmie scrofuleuse que cette substance semble jouir d'une efficacité héroïque.

Un malade atteint de cette maladie avait inutilement, depuis six mois, subi un traitement actif dirigé par MM. les professeurs Serre et Lallemant (de Montpellier). L'huile de cade, appliquée légèrement à la surface de l'œil, suffit pour amener en quelques jours une guérison radicale.

Une remarque générale d'une grande valeur, c'est que si la guérison n'est pas obtenue du cinquième ou sixième jour, on ne doit plus compter

sur l'huile de cade; il n'y a plus de ressource que dans l'usage des bains de sublimé; mais ceux-ci réussissent dans les neuf dixièmes des cas. (*Journal de chirurgie*, 1846).

Empoisonnement par la ciguë; par le docteur J.-H. Bennet. — Jusqu'ici les observations d'empoisonnement par la ciguë ont été si rares, les accidents produits par l'ingestion de cette plante si peu graves, ou si peu d'accord avec ceux que leur attribuaient les anciens, les Grecs en particulier, qu'on a pensé pendant des siècles et qu'on pense encore aujourd'hui que la ciguë des Athéniens, celle qui fit périr Socrate, n'avait avec celle qui naît dans le nord de l'Europe qu'une analogie de nom.

Le fait que je vais rapporter est remarquable en ce qu'il paraît trancher la question d'identité entre la ciguë des anciens et la nôtre.

« Un homme de quarante-trois ans mange une certaine quantité de *ciguë* fraîche, qu'il avait prise pour du *cerfeuil;* il marche ensuite l'espace de quelques centaines de mètres, mais en vacillant comme un homme ivre, puis il tombe. Ses membres inférieurs se paralysent d'abord, ses membres inférieurs un peu plus tard. Au bout de trois heures les mouvements respiratoires avaient cessé, mais le pouls battait encore. La mort arriva bientôt. L'intelligence était restée intacte, et le malade parla jusqu'au dernier moment.

» A l'ouverture on trouva le sang presque fluide, les parenchymes noirâtres et engorgés. L'estomac contenait une masse verdâtre dont quelques débris, broyés dans un mortier avec une solution de potasse, développèrent une odeur de ciguë des plus prononcées. D'autres fragments examinés avec soin permirent de reconnaître d'une manière évidente (car à l'époque de l'ouverture du corps on n'avait recueilli aucun renseignement sur la nature du poison ingéré) des feuilles de *ciguë* commune (*conium maculatum*). » (Edinb., med. and surg. journal, extr. dans les *Archiv. de méd. de Paris*, 1846).

Ce fait est remarquable sous plusieurs rapports.

1° Les symptômes présentés par le malade, au lieu de consister, comme on l'avait annoncé jusqu'ici, en vomissements, délire, convulsions, coma, ont été caractérisés surtout par des lésions du mouvement, sans trouble des fonctions intellectuelles. Or c'est précisément de cette manière, si l'on s'en rapporte au récit de Platon dans le Phédon, que se sont manifestés chez Socrate les accidents déterminés par la ciguë. Ce philosophe n'éprouva ni douleurs, ni coliques, ni délire. Ses jambes fléchirent sous lui, un froid glacial s'empara de ses extrémités, la circulation se ralentit, et s'éteignit enfin entièrement, sans que les fonctions intellectuelles parussent en rien affaiblies, puisqu'il expira en recommandant à ses amis de sacrifier un coq à Esculape.

2° Au point de vue de l'hygiène publique, ce fait montre encore combien il serait important que les habitants des campagnes fussent prévenus de l'analogie dangereuse qui existe entre la *ciguë*, plante vénéneuse, et le *cerfeuil*, plante potagère (1).

3° Cette observation est également intéressante pour le toxicologiste, puisque le poison a pu être retrouvé et caractérisé quoiqu'il eût séjourné plusieurs heures dans l'estomac. Dr E. B.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 1er juillet 1846.

Présidence de M. Vée (2).

M. le président annonce à la Société la perte qu'elle vient de faire dans la personne de M. Duret, l'un de ses membres.

M. Lefort, pharmacien à Gannat, envoie une note sur la préparation du valérianate de zinc.

---

(1) Jusqu'ici la ciguë n'avait été confondue qu'avec le *persil;* une méprise analogue paraît possible relativement au *cerfeuil*, qui diffère cependant beaucoup des *conium* par ses caractères extérieurs.

(2) *Addition au procès-verbal de la séance du 3 juin.*

M. Dublanc, chargé de rendre compte d'un travail sur les quinquinas par M. Guillermond, expose succinctement les principaux points de ce travail :

1° La chaux introduite dans une teinture alcoolique de quinquina en précipite toute la matière colorante, sans entraîner aucune trace d'alcaloïde, ce qui fournit un moyen prompt et commode d'apprécier la richesse d'un quinquina.

2° La quinine que l'on rencontre dans les quinquinas s'y trouve combinée en totalité à la matière colorante. L'acide quinique et l'acide acétique y sont en partie libres. La chaux est également combinée à la matière colorante.

M. Dublanc, tout en confirmant l'exactitude des faits annoncés par M. Guillermond, ne partage pas complétement les idées sur lesquelles ce dernier a basé ses conclusions touchant l'état de combinaison de la quinine dans les quinquinas. Selon lui, la question est bien compliquée, et permet encore bien des doutes.

M. Soubeiran, secrétaire général, annonce que trois mémoires ont été envoyés pour le prix sur la scille. On procède à la nomination d'une commission qui, avec les cinq membres du bureau, sera chargée de l'examen de ces pièces. Le scrutin désigne MM. Boutigny, Bussy, Guibourt, Chatin, Bouchardat.

La correspondance imprimée comprend : un numéro du Journal de Pharmacie et de Chimie, un numéro du Journal de Pharmacie du Midi; une brochure intitulée : Manuel de l'amateur de café, par Dausse, pharmacien.

M. Bussy rend compte des séances de l'Institut. Il développe avec détails le nouveau procédé saccharimétrique imaginé par M. Peligot, et basé sur l'action essentiellement différente que la chaux exerce sur le sucre ordinaire et le glucose.

MM. Soubeiran et Gaultier de Claubry ajoutent que le sucre incristallisable possède aussi, jusqu'à un certain point, la faculté de se combiner à la chaux, et de l'entraîner en dissolution; d'où résulte que l'essai alcalimétrique ultérieur doit employer trop d'acide sulfurique.

M. Bouchardat s'étonne qu'on cherche, pour résoudre les questions saccharimétriques, d'autre moyen que celui de la polarisation qui permet le dosage avec une extrême exactitude. Il n'y a qu'une seule cause d'erreur attachée à cette méthode, les variations de la température. Mais, en ayant égard à l'influence qu'elle peut exercer, on doit regarder la question comme pratiquement résolue par l'emploi de la polarisation.

M. Bouchardat communique à la Société les résultats du travail auquel il s'est livré sur l'absorption des substances minérales par les racines des plantes. Ces résultats, complétement opposés à ceux que Saussure avait obtenus sur le même sujet, ont conduit leur auteur à cette conséquence, que les matières salines, quelles qu'elles soient, sont toutes également bien absorbées par les racines des plantes.

M. Bourrières, chargé, conjointement avec M. Quévenne, de faire un rapport sur deux instruments imaginés par M. Petit, présente les conclusions de ce rapport modifiées d'après le vœu de la Société. Ces conclusions sont ainsi exprimées : « Le nouveau sparadrapier à cuvette et le coupe-pâte à régulateur sont des instruments bien conçus et qui pourront être d'une grande uti-

lité aux pharmaciens. Il est vrai que l'état de perfection du sparadrapier à cuvette résulte de l'emprunt que M. Petit a été à même de faire aux précédents inventeurs; mais cet honorable mécanicien n'en a pas moins le mérite d'avoir perfectionné l'œuvre de ses devanciers. La commission propose de lui adresser des remercîments. » Ces conclusions sont mises aux voix et adoptées par la Société.

M. Dubail, chargé, dans une des précédentes séances, d'examiner une note de M. Justinien Gauthier sur la sophistication de la résine élémi, déclare qu'il n'y a pas lieu à faire de rapport. Il ne s'agit point, dans ce travail, de dévoiler une fraude comme le titre pourrait le faire croire, mais bien des moyens les plus convenables pour la pratiquer. M. Dubail pense qu'il n'y aurait, de la part de la Société, ni convenance ni dignité à s'occuper d'un pareil sujet.

M. Boullay, tout en applaudissant aux motifs qui ont dicté la réserve de M. Dubail, pense qu'il y aurait au contraire opportunité à se rendre maître immédiatement de la fraude, en exposant les moyens propres à la faire reconnaître.

M. Guibourt conçoit très-bien qu'on puisse fabriquer artificiellement de la résine élémi comme l'indique l'auteur, et il insiste sur la nécessité qu'il y aurait à combattre immédiatement la fraude par les moyens d'observation ou d'analyse propres à la dévoiler.

La note de M. Justinien Gauthier est renvoyée à l'examen de MM. Dubail et Guibourt.

M. Boutigny rend compte, en son nom et au nom de M. Boutron, d'une note de M. Hugo Reinsch sur l'ignition des fils d'archal dans l'alcool en vapeur. Le même membre dit quelques mots très-favorables sur l'*Étude expérimentale et théorique de chimie moléculaire*, publiée par M. Francesco Selmi. M. Foy lit un rapport très-favorable sur la *Déontologie médicale* de M. Max Simon.

M. Bussy donne lecture à la Société d'une lettre qu'il a reçue de M. Lepage, pharmacien à Gisors, et de laquelle il résulte que la magnésie a été employée avec un succès complet dans un cas d'empoisonnement par l'acide arsénieux.

M. F. Boudet présente à la Société de la part de M. Chautard,

pharmacien à Vendôme, un flacon d'huile volatile de mélisse de Moldavie et un flacon d'eau distillée de la même plante. Cette eau distillée, bien qu'elle date de quatre ans, jouit encore d'une odeur très-forte et très-agréable. M. Chautard considérant la facilité avec laquelle la mélisse de Moldavie peut être cultivée en France, et l'odeur persistante de son eau distillée, propose de la substituer, pour l'usage de la pharmacie, à la mélisse officinale dont l'odeur est extrêmement fugace.

M. F. Boudet communique ensuite à la Société au nom de M. Boissenot, pharmacien à Châlons-sur-Saône, un mémoire ayant pour titre : *Observations sur la nature des eaux de condensation provenant de l'évaporation du jus de betterave dans le vide* (1).

Le même membre annonce à la Société que la culture de la cochenille, importée en 1843 dans l'Afrique française par M. Simounet, pharmacien à Alger, a pris une grande extension et promet d'affranchir un jour la France du tribut de 8 à 10 millions qu'elle paye à l'étranger pour se procurer la quantité de cochenille nécessaire à sa consommation.

M. le président donne connaissance d'une lettre de M. Thibierge père, qui prie la Société d'accepter sa démission de membre titulaire, son âge et le lieu de sa résidence ne lui permettant pas d'être aussi assidu aux séances qu'il le voudrait.

M. Dal Piaz présente à la Société un magnifique échantillon de mannite préparée par M. Ruspini (de Bergame), qui a découvert un procédé facile et économique pour obtenir cette substance. Ce nouveau procédé se trouve décrit dans une brochure qui accompagne l'échantillon, et que M. Dal Piaz promet de traduire pour le *Journal de Pharmacie* (2).

---

(1) Voyez page 93 de ce journal.

(2) Voyez page 116.

Chronique.

— *Prétendu empoisonnement par le sirop de diacode.* — Une femme Quenet, accouchée le 25 mars dernier d'un enfant du sexe masculin, donna, le 2 avril, à onze heures du soir, sur la prescription d'une sage-femme, les *trois quarts* d'une cuiller à café de sirop de diacode à ce nouveau-né. La mère avait envoyé chercher pour dix centimes de ce sirop par son fils, âgé de dix ans, chez un sieur Disserre; mais l'enfant, en revenant, dit l'avoir pris chez le sieur Gruyère. L'enfant, après avoir avalé ce sirop, eut, d'après la déclaration de la mère, la respiration gênée, il changea de couleur, il fut pris de convulsions à cinq heures du matin, et enfin mourut à neuf heures du soir, après avoir reçu les soins du docteur Queytan, qu'on avait envoyé chercher à six heures du matin. Le docteur Plisson, constatateur du décès, ainsi que M. Queytan, attribuèrent la mort à l'administration intempestive du sirop de diacode. Le sieur Gruyère, qui avait délivré, disait-on, ce sirop sans ordonnance de médecin, fut poursuivi comme coupable d'homicide par imprudence. La description du cadavre de l'enfant, pas plus que l'autopsie, n'avaient eu lieu, et le pharmacien soutenait n'avoir pas délivré ce médicament. Dans une longue et savante plaidoirie, Me Dussaux, avocat du sieur Gruyère, s'appuyant de l'autorité des auteurs, et notamment d'Orfila et de Chaussier, soutint que la mort pouvait être attribuée à une perforation du tissu, à une lésion organique du cœur; que les médecins s'étaient trop hâtés de prononcer; et enfin que rien ne prouvait, sinon la déclaration d'un enfant de dix ans, que le sirop eût été pris chez le sieur Gruyère. Le système plaidé par l'avocat a triomphé, et la sixième chambre a rendu, le 2 juillet, après quatre audiences, un jugement ainsi conçu : « Attendu qu'il n'est pas suffisamment justifié que le médicament saisi ait causé la mort de l'enfant, ou subsidiairement, que ce médicament ait été acheté chez le pharmacien prévenu, renvoie Gruyère des fins de la plainte, et condamne la partie civile aux dépens. »

ERRATUM.

Au numéro de juillet, page 20, 10me ligne, *lisez :* 123 parties, *au lieu de :* 125.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

G. J. MULDER. — Analyse de l'eau minérale de Gebangan.

L'eau minérale de Gebangan, dans l'Inde hollandaise, est remarquable par la présence d'une certaine quantité d'iode.

M. Mulder (1) a trouvé dans 100 parties de cette eau :

Chlorure de calcium.	0.0723
Chlorure de magnésium. . . .	0,0251
Iodure de magnésium.	0,0143
Chlorure de potassium.	0,0220
Chlorure de sodium.	1,6919
Silice.	0,0035
	1,8291

En déterminant le poids total des sels renfermés dans l'eau, M. Mulder avait obtenu 1,8140 p. c.

M. Frésénius (2) avait déjà analysé cette eau, mais avec des résultats un peu différents.

A. WURTZ. — Nouvelle formation de l'uréthane.

Le chlorure de cyanogène gazeux est fort soluble dans l'alcool, mais la solution s'altère peu à peu, surtout sous l'influence de la lumière ou d'une chaleur modérée. Divers produits prennent naissance dans ces circonstances, et parmi eux M. Wurtz signale l'éther hydrochlorique et l'uréthane (3).

Pour opérer cette réaction d'une manière plus rapide, ce chimiste a maintenu la solution pendant quelques heures au bain-marie, dans un ballon à long col, dont l'extrémité était fermée à la lampe. Après avoir laissé refroidir le ballon, le liquide,

(1) *Scheik. Onderz.*, t. III, p. 1-16, et *Journ. f. prakt. chem.*, t. XXVII, p. 376.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. XLV, p. 308, et *Scheik. Onderzoek.*, t. II, p. 19.

(3) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 503.

séparé du dépôt de sel ammoniac qui s'était formé, a été soumis à la distillation. On a recueilli d'abord de l'éther hydrochlorique bouillant à 20°; puis le point d'ébullition du liquide s'est longtemps maintenu à 80°, et à la fin il s'est élevé pendant que de larges cristaux feuilletés se condensaient.

Ces cristaux, bouillant à 180°, solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther, ont donné à l'analyse la composition de l'uréthane, $C^3H^7NO^2$. M. Wurtz en a aussi pris la densité de vapeur (3,13).

1 éq. de chlorure de cyanogène, en agissant sur 2 éq. d'alcool, donne 1 éq. d'uréthane ou éther carbamique et 1 éq. d'éther hydrochlorique :

$$CClN + 2C^2H^6O = C^3H^7NO^2 + C^2H^5Cl.$$

Outre ces produits, il se forme encore, par l'effet d'une réaction secondaire, une certaine quantité de sel ammoniac; M. Wurtz pense que la formation de ce dernier est accompagnée de celle de l'éther carbonique ; toutefois il n'a pas encore réussi à y trouver cet éther.

En terminant M. Wurtz fait remarquer l'identité de l'uréthane et du nouvel éther cyanique de MM. Woehler et Liebig ; nous en avons déjà parlé plus haut.

B. LEWY. — Composition des gaz tenus en dissolution par l'eau de mer.

M. Lewy a fait connaître à l'Académie les résultats d'une série de recherches (1) sur la composition des gaz que l'eau de la mer tient en dissolution dans les différents moments de la journée. On sait que M. Morren s'était déjà occupé de cette question et avait reconnu que les gaz étaient beaucoup plus riches en oxygène le jour, et sous l'influence de l'insolation, qu'ils ne le sont la nuit et quand le ciel est couvert.

Les expériences de M. Lewy ont été exécutées aux mois de mars, avril et mai, sur de l'eau puisée près des rochers qui bordent le rivage de Langrune, département du Calvados. Ses résultats s'accordent bien avec ceux de M. Morren, quant aux sens des variations qu'il avait indiquées, mais ils en diffèrent

(1) *Annal. de Chim. et de Phys.*, t. XVII, p. 5.

sensiblement dans les chiffres qui expriment les limites entre lesquelles ces variations s'effectuent ; ainsi, dans les expériences de M. Lewy, l'oxygène a varié de 32,5 à 34,4 pour 100, au lieu de 31 à 39 pour 100, comme l'indique M. Morren.

Les variations de l'acide carbonique sont toujours en sens inverse de celles de l'oxygène ; cependant, comme M. Morren l'avait déjà remarqué, les nombres qui représentent ces variations ne sont pas en rapport constant.

Pour l'azote, les variations sont dans le même sens que celles de l'oxygène.

Un fait intéressant, déjà observé par M. Daniell et par d'autres savants, a aussi été constaté par M. Lewy : c'est que l'eau de la mer tient constamment en dissolution une certaine quantité d'hydrogène sulfuré. Cette quantité varie entre 0c.c,25 à 0c.c,75 par litre d'eau.

Sur les rochers du Calvados, comme dans d'autres localités, la mer présente des variations de niveau très-considérables ; en se retirant elle y laisse des quantités d'eau fort variables, suivant les cavités dont les rochers sont creusés. L'eau, ainsi laissée par la mer, produit des flaques dans lesquelles on voit le plus souvent se développer une belle végétation d'algues.

M. Lewy a exécuté une série d'analyses sur les gaz contenus dans ces flaques. La composition du gaz extrait de l'eau de celles qui ne renfermaient ni plantes ni animaux, a été trouvée constante.

Celle des flaques où des algues s'étaient développées, présentait, au contraire, des variations qui démontrent d'une manière bien évidente l'influence de la lumière solaire sur la végétation, et notamment sur les parties vertes. Les variations de l'acide carbonique étaient en rapport avec celles de l'oxygène. M. Lewy a observé aussi que la quantité d'hydrogène sulfuré est sensiblement plus grande dans l'eau des flaques contenant des algues, que dans l'eau de mer, et dans l'eau de flaques ne renfermant aucune végétation.

Dans les expériences précédentes, l'oxygène variait sous l'influence d'une lumière plus ou moins intense ; M. Lewy a observé le même phénomène, entre des limites bien plus éloignées, dans l'eau des flaques renfermant des moules ; seulement là ces

variations n'étaient pas dues à l'influence solaire, mais uniquement à la présence, en quantités variables, de l'hydrosulfate d'ammoniaque en dissolution dans l'eau. Il est aisé de se rendre compte de l'origine de cet hydrosulfate d'ammoniaque : la matière animale, comme on le sait, réagit sur les sulfates alcalins contenus dans l'eau de la mer et les ramène à l'état de sulfures; ceux-ci, à leur tour, sont décomposés par l'acide carbonique, et l'hydrogène sulfuré mis à nu forme, avec les sels ammoniacaux provenant de la décomposition des matières animales, de l'hydrosulfate d'ammoniaque qui reste en dissolution dans l'eau. Comme la quantité de ce composé était assez notable dans les flaques sur lesquelles on avait expérimenté (la proportion d'hydrosulfate variait de $1^{cc},40$ à $7^{cc},43$ par litre d'eau), et que ces flaques étaient remplies de moules vivantes, il paraît que pour certaines espèces animales l'hydrogène sulfuré et l'hydrosulfate d'ammoniaque sont bien loin d'être des poisons aussi actifs qu'on pourrait le croire.

Les expériences de M. Lewy démontrent, en définitive, que la composition des gaz tenus en dissolution dans l'eau de la mer varie très-peu; que, cependant, l'oxygène se montre toujours un peu plus fort le jour que la nuit, et que la quantité d'acide carbonique marche dans le sens inverse; que, de plus, l'eau de la mer tient toujours en dissolution une quantité fort appréciable d'hydrosulfate d'ammoniaque.

Ces substances proviennent de deux actions qui s'exercent en sens inverse : l'une de ces actions est celle qui est due à l'influence solaire sur la végétation, et principalement sur les plantes vertes; l'autre, non moins importante à considérer, est celle qui résulte du contact des matières animales sur les sulfates dissous dans l'eau de la mer. La première détermine un dégagement d'oxygène; la seconde a pour conséquence une diminution dans la proportion de ce gaz.

A. WOSKRESENSKY. — Composition de l'inuline (1).

Les indications des chimistes sur la composition de l'inuline

(1) *Bulletin de l'Acad. de Saint-Pétersbourg.*, t. V, n° 3. — *Journ. f. prak. Chem.*, t. XXVII, p. 309.

varient beaucoup, toutefois elles sont d'accord quant à l'extrême facilité avec laquelle cette substance se convertit en glucose sous l'influence de l'eau et d'autres agents.

M. Mulder avait d'abord proposé la formule [$C^{12}H^{20}O^{10}$], mais, dans son dernier ouvrage (1), il révoque en doute la possibilité d'obtenir l'inuline pure, attendu, dit-il, que la manière dont on l'extrait, détermine toujours la formation d'une certaine quantité de sucre qui doit rester mélangée avec elle; d'ailleurs d'autres chimistes étaient arrivés à une formule différente.

Selon les expériences de M. Woskresensky, l'inuline est bien plus répandue dans les plantes que l'amidon, et contient bien plus de carbone et d'hydrogène qu'on ne pense; mais elle s'oxyde par l'action simultanée de la chaleur et de l'eau, pour se convertir en une substance sirupeuse qui présente la composition précédente.

Il propose aussi une autre manière de l'extraire : on fait bouillir de la racine de chicorée peu de temps avec de l'eau, on filtre la matière chaude et l'on ajoute de l'acétate de plomb au liquide, afin de séparer les substances étrangères qui se sont dissoutes en même temps que l'inuline. Le liquide filtré est dépouillé de l'excès du sel de plomb, à l'aide de l'hydrogène sulfuré, et évaporé rapidement jusqu'à ce qu'une pellicule commence à se former à la surface. L'inuline se dépose alors par le refroidissement à l'état pulvérulent; on la redissout dans peu d'eau et on l'en précipite par de l'alcool fort; elle s'obtient alors sous la forme d'une poudre blanche et ténue, semblable à l'amidon.

Deux analyses, faites sur de l'inuline provenant de préparations différentes, ont donné :

	I.	II.	Calcul.
Carbone.. . . .	52,375	52,159	52,409
Hydrogène. . .	6,886	6,849	6,893
Oxygène. . . .	40,741	40,698	40,698

M. Woskresensky représente ces résultats par la formule [$C^{24}H^{38}O^{14}$]; ils diffèrent de ceux qu'avaient obtenus d'autres

(1) *Versuch einer allgem. physiol. Chem.*, S. 230.

chimistes, de 8 p. 100 sur le carbone et de près de 1 p. 100 sur l'hydrogène.

L'auteur se propose, pour décider la question, de reprendre l'analyse de l'inuline contenue dans d'autres plantes.

G. FORCHHAMMER. — Détermination du pouvoir calorifique des combustibles.

L'emploi de la méthode de M. Berthier pour déterminer la quantité de chaleur dégagée par un combustible, présente une certaine difficulté, en ce que la litharge se convertit au rouge en une masse peu fluide qui déborde aisément, si l'on ne chauffe pas au commencement avec assez de lenteur pour que la plus grande partie de l'oxyde se réduise avant la liquéfaction de la masse. Ensuite la litharge attaque les creusets et les perce souvent, de manière à faire manquer l'expérience.

M. Forchhammer (1) propose en conséquence de modifier cette méthode en substituant à la litharge un mélange de cet oxyde (3 parties) avec du chlorure de plomb (1 p.). On fait fondre préalablement ce mélange dans un bon creuset de Hesse, et quand il est fondu on le laisse refroidir; on casse le creuset et l'on réduit le sous-chlorure de plomb en poudre fine. C'est avec 20 ou 40 fois son poids de cette poudre qu'on mélange intimement le combustible à examiner; on place le mélange dans un grand creuset de porcelaine muni d'un couvercle qui ferme bien, on verse sur le mélange une quantité de sous-chlorure à peu près égale à celle qui s'y trouve déjà, et l'on place le creuset de porcelaine dans un autre de Hesse dont le fond est recouvert de sable. On chauffe rapidement jusqu'à ce que la masse soit en fusion et que le chlorure de plomb commence à se réduire en vapeurs, ce qui exige environ 10 minutes. Ensuite on casse le creuset et l'on pèse le culot de plomb; on en divise le poids par le poids du combustible employé, et l'on multiplie le quotient par 230.

La note précédente est accompagnée d'un tableau représen-

(1) *Archiv for Pharmac. af Trier*, t. II, cahier 2, p. 227-237. — *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXVII, 316.



tant le pouvoir calorifique des principaux combustibles employés en Danemarck.

R.-F. MARCHAND. — Sur l'absence des carbonates dans le sang.

Dans ses recherches sur les sels contenus dans le sang de l'homme, M. Marchand avait trouvé une quantité d'acide carbonique équivalant à 0,5 jusqu'à 0,75 carbonate de soude pour 100 (1).

D'un autre côté M. Enderlin était arrivé à un résultat tout opposé, et avait conclu de ses analyses des cendres du sang que ce liquide ne contenait pas de carbonate, mais devait son alcalinité à la présence du phosphate de soude dit basique [PNa^3O^4].

Selon M. Marchand, les conclusions que M. Enderlin a déduites de la composition des cendres du sang, en faveur de la composition de ce liquide, ne sont pas fondées, car de ce que ces cendres ne renferment pas de carbonates il ne s'ensuit pas que le sang en manque aussi; en effet, comme le sang renferme du soufre et du phosphore et que ces corps s'acidifient par la calcination, il est évident que si le sang renferme du carbonate de soude, ce sel doit se convertir par l'incinération en sulfate et en phosphate. Il y a d'ailleurs encore d'autres raisons qui s'opposent à ce qu'on admette les conclusions de M. Enderlin, et M. Marchand pense qu'il faut nécessairement chercher l'acide carbonique, non dans les cendres, mais dans le sang lui-même.

C'est ce qu'avait fait M. Liebig (2), mais les conclusions du chimiste de Giessen sont également erronées selon M. Marchand.

M. Liebig, en effet, a été conduit par ses expériences à déclarer que le sang ne renfermait pas de carbonates et, comme l'avait dit son élève M. Enderlin, devait son alcalinité au phosphate de soude.

Or, M. Marchand a répété ces expériences et il a observé les mêmes faits, mais une série d'autres expériences lui a démontré aussi que ces faits n'ont pas la valeur que leur avait attribuée M. Liebig.

(1) *Lehrb. der physiol. Chem.*, p. 226.

(2) *Annal. der Chemie und Pharm.*, t. LVII, p. 126.



Ce dernier avait trouvé que le sang, préalablement séparé des substances coagulables, et placé dans une éprouvette sur le mercure, ne dégageait pas la moindre trace de gaz au contact de l'acide hydrochlorique. Mais voici ce que lui oppose M. Marchand :

Un liquide qui ne renferme en dissolution qu'une très-petite quantité de carbonate de soude ne donne pas de gaz sur le mercure, au contact de l'acide hydrochlorique.

Pour le prouver, il fit dissoudre dans l'eau une certaine quantité de carbonate de soude, la plaça sur le mercure, et y fit arriver de l'acide hydrochlorique.

1) Le carbonate renfermait 415 milligrammes d'acide carbonique; ce n'est qu'au bout de quelque temps et par l'agitation qu'on obtint en tout 60 c. c. de gaz à 0° et 760^{mm}., c'est-à-dire 118 mill. d'acide carbonique.

2) Une semblable solution plus étendue et renfermant 264 milligr. d'acide carbonique, n'en dégagea que le 1/12 (22 milligr. ou 11$^{c. c.}$,5), tandis que les 11/12 restèrent en dissolution.

3) Enfin une troisième solution plus étendue encore (100 c. c. d'eau pour 0$^{gr.}$,318 de carb. de soude) ne dégagea qu'une quantité inappréciable de gaz, bien que le liquide contînt 132 milligr. d'acide carbonique.

Lors donc qu'un liquide renferme encore moins d'acide carbonique que dans cette dernière expérience, il est évident qu'on pourra fort bien n'avoir aucun dégagement de gaz, surtout si ce liquide contient en dissolution un sel avide d'acide carbonique, comme c'est le cas, par exemple, du phosphate de soude. Ce sel, d'après les expériences de M. Marchand, absorbe, en solution concentrée (d'une densité de 1,046), plus de 3 fois son volume de gaz carbonique à 12° et 752^{mm}; de plus, la solution de carbonate de soude qui, dans l'expérience précédente n° 2, avait dégagé 11$^{c. c.}$,5, ne dégagea pas tout à fait 2$^{c. c.}$,5, après qu'on y eut ajouté une certaine quantité de la solution de phosphate de soude.

Nous passons sous silence plusieurs autres expériences par lesquelles M. Marchand est arrivé à des résultats tout à fait

semblables et qui mettent hors de doute l'erreur commise par M. Liebig.

A. GRÆGER. — Ammoniaque contenue dans l'atmosphère.

Un pharmacien de Muhlhausen en Prusse, M. Graeger (1), a déterminé la quantité d'ammoniaque contenue dans l'air par les jours de pluie, afin d'en connaître le minimum, attendu qu'il est à supposer que la majeure partie de l'ammoniaque se condense par la pluie.

Il fit passer, pendant 4 jours de pluie (14, 15, 16 et 17 mai), 1,112 mètre cube d'air à 744^{mm},97 et 10°,5 c. dans de l'acide hydrochlorique, fit évaporer au bain-marie le liquide avec du bi-chlorure de platine, et pesa le chloroplatinate, après l'avoir lavé avec un mélange d'alcool et d'éther. Il obtint 0,006 équivalant à 0,0008466 gr. de carbonate d'ammoniaque. Or, comme 1$^{m. c}$,112 équivaut à 1$^{m. c.}$,06 à 0° et 760^{mm}., et que ce volume d'air pèse 1377$^{gr.}$,014, M. Graeger en conclut que 1000000 p. d'air renferment 0,6148 p. ou 3/5 de millionième de carbonate d'ammoniaque.

Il dit avoir obtenu sensiblement le même résultat, en répétant la même expérience par un temps sec et chaud.

Cependant il n'indique pas s'il a contrôlé la pureté de l'acide hydrochlorique et du bi-chlorure de platine employés, en évaporant le mélange séparément et reprenant le résidu par l'alcool et l'éther. Ce genre de contrôle est indispensable, quand il s'agit d'aussi faibles quantités de chloroplatinate (0,006 gr.) comme celle que l'expérience lui avait donnée (2).

B. QUADRAT. — Analyse d'un aluminate de fer naturel.

Sur le versant oriental du Bœhmerwald, non loin de la ville de Ronsperg, dans le cercle de Klattau, les émouleurs emploient comme émeri un minéral qui se rencontre, en assez grande quantité, dans la terre végétale, sous forme de blocs isolés qui

---

(1) *Archiv. der Pharm.*, t. XLIV., p. 35.

(2) *Annal. der Chemie und Pharm.*, t. LVI, 208.

atteignent souvent la dimension d'un pied cube; il appartient à une formation de trapp; il est noir ou, en poudre, d'un vert grisâtre; sa densité est de 3,91 à 3,95; il ne fond pas au chalumeau et forme avec la soude une masse vert-olive. Le professeur Zippe l'a décrit sous le nom d'*hercinite*.

M. Quadrat (1) y a trouvé : alumine 61,17—61,47; protoxyde de fer 35,67—35,37; magnésie 2,92. L'oxygène de l'alumine est à celui des deux autres oxydes comme 3 : 1. C'est donc un aluminate de fer

$$[Al^4O^6, Fe^2O],$$

semblable au gahnite, au pléonaste et au spinelle.

Le diaspore appartient aussi au même type chimique.

STAEDLER. — Formation du chloral par la fécule.

Lorsqu'on soumet à la distillation un mélange de fécule, d'acide hydrochlorique et de peroxyde de manganèse, il passe beaucoup de chloral. On obtient un corps oléagineux et lourd, ainsi qu'un liquide acide, d'une odeur très-irritante, renfermant beaucoup d'acide formique et dont on peut séparer le chloral avec toutes ses propriétés (2).

BAUDRIMONT. — Recherches sur l'eau régale.

En mêlant ensemble 3 p. d'acide nitrique de 1,314 du commerce et 1 p. d'acide hydrochlorique de 1,156, on obtient une liqueur incolore qui devient rouge après un temps variable, selon la température ambiante. Mais si l'on chauffe ce mélange, la coloration s'établit vers 86°, et le liquide abandonne une vapeur de même couleur; peu à peu sa température s'élève jusqu'à 109°,8, et alors elle demeure invariable pendant tout le temps de l'opération.

Selon les expériences de M. Baudrimont (3), cette distillation fournit deux produits : une vapeur rouge très-volatile et un produit incolore plus fixe. La température de 109°,8 est le point fixe de cette décomposition. Si l'on fait passer le produit de la

(1) *Ibid.*, t. LV, p. 357.
(2) *Ibid.*, t. LV., p. 369.
(3) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVII, p. 24.

distillation lente de l'eau régale dans un tube en U plongeant dans la glace, le produit incolore s'y condense en retenant une petite quantité de la matière colorée, et la matière rouge s'échappe à peu près pure. On peut la condenser dans une autre flacon également refroidi.

Cette matière rouge, que M. Baudrimont appelle *acide chlorazotique*, constitue le principe actif de l'eau régale; à une température suffisamment basse, elle constitue un liquide rouge et limpide, surmonté de vapeurs de la même couleur; son point d'ébullition est à —7°,2. Elle est donc gazeuse à la température ordinaire; son gaz est rouge et possède une odeur suffocante, analogue à celle du chlore, mais en différant cependant d'une manière notable.

La densité de l'acide chlorazotique liquide a été trouvée égale à 1,367; celle du gaz a été trouvée, dans deux expériences, égale à 2,49 et 2,45. M. Baudrimont a aussi déterminé le coefficient de dilatation du produit liquide, ainsi que son action capillaire.

A 0°, l'eau dissout 0,3928 de son poids d'acide chlorazotique ou 121 fois son volume. La liqueur est rouge et répand l'odeur de l'acide chlorazotique; sa densité est de 1,1611. Cette liqueur, renfermée dans un tube scellé à la lampe et soumise à l'action solaire pendant plusieurs mois, ne change pas de couleur, tandis qu'elle se décolore toujours dans les flacons les mieux bouchés en apparence, même dans l'obscurité. Elle jouit de toutes les propriétés attribuées à l'eau régale.

M. Baudrimont attribue à l'acide chlorazotique la composition

$$[N^2O^4Cl^4],$$

et le suppose formé de la manière suivante :

$$2[NHO^3] + 4HCl = 3H^2O + [N^2O^4Cl^4],$$

c'est-à-dire que 2 éq. d'acide nitrique plus 4 éq. d'acide hydrochlorique réagiraient pour donner de l'eau et de l'acide chlorazotique La formule de M. Baudrimont correspond à six volumes de vapeur (1).

---

(1) Les expériences de M. Baudrimont ne me paraissent pas concluantes pour établir définitivement la formule $N^2O^4Cl^4$, car elles n'indiquent

L'extrême volatilité de l'acide chlorazotique rend fort difficile l'étude de ses réactions. Ce n'est qu'en le maintenant à une très-basse température, que M. Baudrimont a pu en essayer quelques-unes.

Avec le phosphore, l'acide entre en ébullition et disparaît sans l'avoir attaqué sensiblement. L'arsenic en poudre est attaqué et donne une matière blanche. L'argent en poudre, obtenu par la réduction du chlorure, fait entendre une déflagration, et le liquide disparaît. L'or est dissous rapidement ; le platine est plus difficilement attaqué. L'alcool prend une odeur analogue à celle de l'éther nitreux.

Le gaz chlorazotique paraît sans action sur le phosphore à la température ordinaire ; mais l'arsenic et l'antimoine brûlent vivement quand on les y projette en poudre. Le bismuth est attaqué en donnant des vapeurs blanches sans lumière. A la température ordinaire le potassium en est attaqué lentement, mais la chaleur détermine une action violente. L'or est également attaqué par le gaz ; une lame de cuivre, chauffée jusqu'au rouge sombre, y brûle vivement.

Le mercure donne lieu à une réaction singulière : la moitié du gaz disparaît et le reste est du bioxyde d'azote, entièrement absorbable par une dissolution de sulfate ferreux. Le mercure se

---

pas comment le produit a été purifié, le mode de préparation suivi par ce chimiste ne le donnant que dans un état de pureté incomplète. Rien n'indique, en effet, dans les expériences de l'auteur, si le liquide analysé était exempt d'humidité, s'il contenait ou non de l'acide hydrochlorique ou nitrique à l'état de mélange, et quelles sont les précautions à observer pour se le procurer dans un état de pureté satisfaisante, etc. Mes doutes me paraissent d'autant plus fondés qu'on pourrait encore se rendre compte de la production de l'acide chlorazotique par les deux équations suivantes :

$$NHO^3 + HCl = H^2O + NO^2Cl,$$
$$NHO^3 + 3HCl = 2H^2O + NOCl^2;$$

la formule $\frac{NO^2Cl}{2}$ correspondrait à une densité de vapeur $=2,8$; la formule $\frac{NOCl^2}{4}$ à 2,33. Il est vrai, aucune de ces formules ne s'accorde avec les dosages de M. Baudrimont, mais elles iraient également bien avec les réactions. C. G.

trouve transformé en bichlorure. M. Baudrimont n'a pas eu l'occasion d'examiner s'il se produit en même temps un composé azoté (1).

(1) S'il ne se produit que du chlorure de mercure et du bioxyde d'azote, la formule $NOCl^3 = 4$ vol. irait fort bien, puisque tout le chlore disparaîtrait et qu'il resterait $NO = 2$ volumes.

J'ai d'ailleurs fait moi-même deux dosages qui me semblent prouver que le gaz de l'eau régale renferme véritablement $NOCl^3$, et non pas $N^2O^3Cl^4$, ainsi que l'admet M. Baudrimont. La meilleure manière de l'analyser consiste, à mon avis, à déterminer le rapport des quantités d'acide nitrique et d'acide hydrochlorique produites par la décomposition du gaz au contact de l'eau. L'eau le décompose en effet immédiatement, et ce n'est que quand elle est chargée de beaucoup d'acide que le gaz s'y dissout intégralement, en lui communiquant sa couleur propre.

Si la formule de M. Baudrimont est exacte, on doit obtenir une proportion d'acide nitrique pour deux d'acide hydrochlorique; avec la formule $NOCl^3$, il faut, pour la même proportion d'acide nitrique, trois proportions d'acide hydrochlorique.

Pour déterminer ce rapport, j'ai saturé la solution du gaz par une solution titrée de carbonate de potasse, puis j'ai précipité par le nitrate d'argent et pesé le chlorure. Le produit sur lequel j'ai opéré, a été obtenu en chauffant doucement sans faire bouillir du sel marin avec de l'acide nitrique concentré et pur, recueillant le gaz dans un premier récipient vide et refroidi, puis dans un flacon rempli d'eau distillée.

Voici les données de mes expériences :

Titre de la solution de carbonate de potasse : $0^{gr},00827$ par centimètre cube.

I. 206 C. C. de la solution titrée et $2^{gr},635$ chlorure d'argent, contenant 0,659 chlore.

II. 218 C. C. de la solution titrée et 2,843 chlorure d'argent, contenant 0,710 chlore.

Ces expériences donnent :

I. 1,7036 carbonate de potasse	= 0,963 K.	
0,659 chlore se combinent avec	0,714 K.	. . 3
Donc, dans le nitrate, il y a eu	0,249	 1
	0,963	
II. 1,80286 carbonate de potasse	= 1,019 K.	
0,710 chlore se combinent avec	0,769 K.	. . . 3
Donc, dans le nitrate, il y a eu	0,250	 1
	1,109	

Or, dans ces deux expériences, le potassium du nitrate est à celui du

Si l'on fait passer un courant de vapeur chlorazotique dans de l'acide sulfurique concentré, il se dégage un mélange gazeux de chlore et d'acide hydrochlorique, à peu près égaux en volumes; l'acide sulfurique devient jaune, se trouble du jour au lendemain, et acquiert un poids spécifique de 1, 9076.

La vapeur chlorazotique, mise en contact avec du papier tournesol bien sec, ne le rougit point, mais elle le décolore du jour au lendemain. Elle rougit immédiatement le tournesol dans l'état hygroscopique ordinaire.

L'acide chlorazotique ne sature point les bases; lorsqu'on en fait passer un courant dans une dissolution de potasse, il donne une liqueur qui cristallise par l'évaporation et donne des cristaux de chlorure et de nitrate potassiques; les premiers sont beaucoup plus abondants que les derniers (1); suivant la formule de M. Baudrimont on aurait :

$$[N^2O^2Cl^4] + 6(KH)O = 2[NKO^2] + 4KCl + 3H^2O.$$

M. Baudrimont a essayé de produire l'acide chlorazotique de toutes pièces, en faisant passer un courant de chlore et de bioxyde d'azote ou de vapeurs nitreuses dans des tubes plongeant dans des mélanges réfrigérants; aucun procédé n'a réussi.

---

chlorure :: 1 : 3, ainsi que l'exige la formule $NOCl^3$; et remarquez qu'il pouvait y avoir tout au plus, dans le produit analysé, une petite quantité d'acide nitrique, puisqu'on a employé, pour faire le gaz, cet acide et du sel marin; et malgré cela la quantité de chlorure ne descend pas jusqu'au rapport 1 : 2.

Ce qui donne une grande probabilité à la formule $NOCl^3$, c'est qu'elle serait semblable à celle du chloroxyde de phosphore $POCl^3$ de M. Wurtz, et ajouterait un fait de plus aux nombreuses analogies qui existent entre le phosphore et l'azote.

En publiant ces observations, je n'ai nullement l'intention d'atténuer le mérite du travail de M. Baudrimont; elles exigeraient d'ailleurs d'être répétées, et c'est par pur intérêt de la vérité que je crois devoir les soumettre à l'appréciation des chimistes.

C. G.

(1) Cette circonstance est également favorable à la formule $NOCl^3$, et la réaction serait alors :

$$NOCl^3 + 4(KH)O = NKO^2 + 3KCl + 2H^2O.$$

C. G.

BOUSSINGAULT. — Développement de la substance minérale dans le système osseux du porc.

M. Boussingault (1) a été conduit par ses recherches sur la formation de la graisse chez les animaux, à examiner quelle est la quantité et la nature des substances minérales contenues dans le squelette du porc à différents âges, et si la nourriture suffit dans tous les cas, pour fournir les éléments indispensables à la formation des os.

Il résulte de ses expériences que le développement du système osseux est surtout très-rapide dans les huit mois qui suivent la naissance, et qu'ensuite l'assimilation des principes terreux se ralentit considérablement. Dans la première période, la nourriture variée et abondante renfermait bien au delà des quantités d'acides phosphorique et de chaux qui avaient été fixées dans l'organisme; mais il n'en a plus été ainsi dans la période suivante, pendant laquelle le porc avait été mis au régime exclusif de la pomme de terre. Les tubercules consommés renfermaient moins de chaux qu'il n'en fut trouvé dans le squelette. Ce résultat aurait lieu de surprendre, si l'on ne savait pas que l'eau dont on fait usage pour délayer les pommes de terre, n'est pas exempte de chaux, et les analyses de M. Boussingault démontrent en effet que l'eau bue par le porc avait fourni l'excédent de chaux trouvée dans le système osseux de l'animal.

Ce fait met hors de doute l'intervention des substances salines de l'eau dans l'alimentation des animaux; il intéresse également l'agriculture. Les sources, les rivières, en raison de la diversité des sels qu'ils contiennent en dissolution, sont loin d'être fertilisantes au même degré, et M. Boussingault pense qu'aujourd'hui, où l'on se préoccupe sérieusement de l'irrigation, sous le rapport agricole, une étude chimique des eaux présenterait beaucoup d'intérêt.

---

(1) *Comptes rendus de l'Académie*, t. XXII, p. 356, et *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVI, p. 486.



A. DUPASQUIER. — Observations sur les eaux potables.

A l'occasion du travail précédent, M. Dupasquier a présenté quelques observations sur les avantages du bicarbonate de chaux, et sur les inconvénients que présentent les autres sels calcaires contenus dans les eaux ordinaires ou potables (1).

L'auteur propose aussi l'emploi d'une teinture alcoolique de bois de Campêche, comme réactif pour distinguer le bicarbonate de chaux d'avec les autres sels calcaires contenus dans les eaux potables. La matière colorante de cette teinture prend par le bicarbonate une belle teinte violette, tandis que les autres sels calcaires ne lui communiquent qu'une faible couleur jaune.

F. MARGUERITTE. — Dosage du fer.

La méthode proposée par M. Margueritte (2) repose sur l'emploi d'une liqueur normale; elle est basée sur l'action réciproque des protosels de fer sur le permanganate de potasse. Ainsi, étant donnée, la dissolution d'un persel de fer, telle qu'on l'obtient le plus souvent des minerais naturels, il suffit de la faire passer d'abord à l'état de protosel, et d'y ajouter ensuite peu à peu une liqueur titrée de permanganate. Tant qu'il reste une trace de protosel à peroxyder, la couleur du caméléon est détruite; mais il arrive un moment où la dernière goutte qu'on a versée, n'est pas détruite, et communique une teinte rose à tout le liquide; ce caractère indique que l'opération est terminée, et à la quantité permanganate qu'il a fallu employer, correspond la quantité de fer contenue dans la dissolution. L'auteur donne sur cette nouvelle méthode tous les détails nécessaires.

F. DOMONTE. — Dosage du plomb.

L'auteur propose une méthode par voie humide, analogue à celle que M. Pelouze a employée pour le dosage du cuivre. Il dissout le plomb dans un acide, traite la liqueur par un excès

(1) *Journ. de Pharm. et de Chim.*, t. IX, p. 399.
(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 588.

de potasse, et en précipite le métal à l'état de sulfure, par une liqueur titrée de sulfure sodique (1).

GAULTIER DE CLAUBRY. — Dosage de l'étain.

Ce procédé est fondé sur la transformation des protosels d'étain en persels, lors de leur contact avec une dissolution alcoolique d'iode. M. Gaultier de Claubry qui annonce un travail plus étendu sur ce sujet, dit n'avoir pu, jusqu'à présent, réussir à appliquer son procédé lorsque le cuivre est allié à l'étain (2).

LEVOL. — Dosage de l'arsenic.

Le dosage de l'arsenic offre des difficultés. M. Levol (3) pense qu'on peut mettre à profit dans ce genre d'analyse la propriété que possède le peroxyde d'étain de retenir l'arsenic, quand on traite par l'acide nitrique un alliage d'arsenic et d'étain.

Lorsqu'on traite par l'acide nitrique bouillant un étain arsénifère, on obtient une liqueur entièrement exempte d'arsenic et d'étain, et un hydrate d'étain qui renferme tout l'arsenic, si le poids de ce dernier n'excède pas relativement à celui du métal, le rapport de 1 à 20. Cet hydrate arsénifère (arséniate d'étain), se réduit avec une grande facilité par le gaz hydrogène, de manière que l'arsenic se sublime ; cependant il en reste toujours une petite quantité dans l'étain. Il faut donc ensuite traiter ce dernier par l'acide hydrochlorique, pour transformer l'arsenic en hydrogène arséniqué qu'on recueille dans le nitrate d'argent ; on dissout au moyen d'acide nitrique l'arsenic qui s'est sublimé ; mais comme le traitement de l'étain arsénifère par l'acide hydrochlorique ne dégagerait pas les dernières traces d'arsenic à l'état de gaz hydrogéné, et en laisserait encore, en suspension dans le chlorure d'étain, une très-petite quantité, M. Levol prescrit de jeter celle-ci sur un filtre, et de l'y décomposer par quelques gouttes d'acide nitrique ; on ajoute un léger excès de chlorure alcalin au nitrate d'argent dans lequel a passé l'hydro-

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, p. 835.

(2) *Ibid.*, p. 861.

(3) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVI, p. 493.



gène arsénié, on filtre et l'on réunit la liqueur filtrée avec les autres, pour les précipiter ensemble par l'hydrogène sulfuré; le sulfure d'arsenic qu'on obtient correspond à l'acide arsénieux, et de son poids on conclut l'arsenic.

Après avoir exposé cette méthode, M. Levol indique comment il convient de l'appliquer dans l'analyse des métaux et alliages du commerce, et particulièrement dans celle du cuivre, de l'étain et du bronze.

DE BIBRA. — Décomposition des os par la cari .

Il résulte d'expériences nombreuses de M. le baron de Bibra (1) que, dans la carie des os, les substances dont ils se composent, se dissolvent et disparaissent peu à peu; que le phosphate calcaire, c'est-à-dire le principe minéral des os disparaît en proportion plus forte que la matière cartilagineuse; que les cavités des os se remplissent d'une bien plus grande quantité de matières grasses, provenant peut-être des matières organiques contenues primitivement dans les os. Mais la carie n'influe pas sur la nature chimique des substances dont se composent les os. Ainsi, le phosphate calcaire des os cariés a exactement la composition du phosphate contenu dans les os non affectés; de même le cartilage qui y reste encore, ne diffère pas non plus du cartilage des os sains.

E.-O.-F. KROCKER. — Analyse de quelques marnes.

La marne est employée en agriculture comme amendement; la potasse qu'elle renferme à l'état soluble, est probablement une des causes de son efficacité, en ce qu'elle est capable de désagréger les silicates et de les rendre par conséquent solubles et assimilables par les plantes.

C'est en se basant sur cette considération que M. Krocker a entrepris, sur l'invitation de M. Liebig, l'analyse de quelques marnes. Il a trouvé que le carbonate de chaux et l'argile y sont variables, mais qu'il existe un certain rapport entre les proportions de calcaire et de potasse, de telle sorte que plus une

(1) *Ann. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 356.



marne contient de calcaire, plus il y a aussi de potasse à l'état soluble.

L'eau est nécessairement plus forte dans les marnes argileuses. Dans toutes les marnes on a trouvé des quantités sensibles d'ammoniaque. M. Krocker a extrait les parties désagrégées et solubles en épuisant les marnes par l'acide acétique bouillant.

Voici les résultats de l'analyse de 7 échantillons.

Cent parties de marne contenaient :

de 12,275 à 36,066 de carbonate de chaux,
des traces à 3,211 de carbonate de magnésie,
de 0,082 à 1,163 de potasse,
de 1,311 à 5,146 d'eau,
de 60,065 à 84,525 d'argile, sable et oxyde de fer,
de 0,004 à 0,098 d'ammoniaque.

LEVOL, GAY-LUSSAC. — Essai de l'argent contenant du mercure.

Lorsque l'argent renferme quelques millièmes de mercure, l'essai par la voie humide, tel qu'il se pratique dans le bureau de garantie de Paris, accuse un titre inexact et trop élevé. M. Levol (1) pare à cet inconvénient par le procédé suivant : après avoir précipité approximativement l'argent de sa dissolution nitrique, au moyen de la dissolution normale de sel marin, il dissout le chlorure d'argent par l'ammoniaque, puis le fait reparaître en saturant l'alcali par l'acide acétique. De cette manière, le mercure est rendu entièrement inactif dans l'essai, et il ne reste plus qu'à le terminer, comme à l'ordinaire, par des additions successives, soit de nitrate d'argent, soit de sel marin, suivant que l'exige l'opération. Le titre qu'on obtient alors est exact.

M. Gay-Lussac (2) a constaté par plusieurs essais l'exactitude du procédé de M. Levol. Il a reconnu qu'on pouvait le simplifier en ajoutant tout à la fois à la dissolution nitrique de l'argent, l'ammoniaque et l'acide acétique réunis ensemble, mais en quantité suffisante pour saturer tout l'acide nitrique, tant

(1) *Annal. de Chim. et de Phys.* t. XVI, p. 503.
(2) *Ibid.* t. XVII, p. 232.



celui combiné avec l'argent que celui qui restait à l'état de liberté. L'acétate d'ammoniaque peut aussi se remplacer par de l'acétate de soude cristallisé; M. Gay-Lussac fait remarquer aussi qu'il ne faut pas laisser d'acide minéral libre dans la dissolution d'argent, et qu'il doit être entièrement saturé par l'acétate de soude.

LAURENT et GERHARDT. — **Recherches sur les combinaisons melloniques.**

Le mémoire que nous avons présenté à l'Académie des sciences le 16 mars dernier (1) est l'extrait d'un travail destiné à réfuter les attaques dont nous avons été l'objet de la part de M. Liebig. Ce mémoire répond aux questions scientifiques; quant aux personnalités inqualifiables que le chimiste allemand nous avait aussi adressées, selon son habitude, elles ont été dûment relevées par l'un de nous (2) dans le journal où l'article de M. Liebig avait paru en français.

Je ne m'occuperai donc ici que de nos résultats sur les combinaisons melloniques; ils permettront aux chimistes d'apprécier le degré de croyance que méritent les assertions de notre adversaire.

Composition du mellon. — Les recherches de M. Liebig sur le mellon et le sulfocyanogène forment un des principaux appuis de la théorie des radicaux, enseignée à Giessen. L'histoire du mellon est calquée sur le célèbre travail de M. Gay-Lussac sur le cyanogène : comme ce gaz, le mellon est, suivant M. Liebig, un radical composé de carbone et d'azote C^6H^8; les mellonures correspondent aux cyanures, et l'acide hydromellonique à l'acide hydrocyanique. Il en est de même du radical sulfocyanogène.

Or il résulte de nos expériences que ce prétendu analogue

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 453. Nous publierons ensemble le travail entier, ainsi que les données relatives à notre première communication, dès que les circonstances m'auront permis de m'entendre de vive voix avec M. Laurent sur certains points de rédaction.

C. G.

(2) *Revue scientif.*, t. XXIV, p. 300.

du cyanogène n'existe pas, attendu qu'au lieu de ne renfermer que du carbone et de l'azote, *ce mellon contient trois éléments, carbone, hydrogène et azote;* et notez que la quantité d'hydrogène s'y élève à 1 1/2 pour 100. Ce seul fait renverse toute la théorie de M. Liebig.

Lorsqu'on emploie des corps sulfurés pour préparer le mellon, il est difficile de se le procurer entièrement pur; il n'en est pas de même quand on calcine la chlorocyanamide ou l'ammélide. Nos analyses faites sur des produits obtenus par ces derniers procédés nous ont donné exactement la formule

$$C^6H^3N^9.$$

Formation du mellon par la chlorocyanamide. — La chlorocyanamide s'obtient aisément à l'état de pureté, en faisant agir l'ammoniaque sur le chlorure solide de cyanogène. M. Liebig lui attribue la formule

$$C^6H^8ClN^{10}.$$

D'après nos expériences, ces rapports sont faux, et la chlorocyanamide renferme une quantité de chlore double de celle qu'y suppose M. Liebig, de manière à devoir se représenter par

$$C^6H^8Cl^2N^{10}.$$

Si l'on chauffe la chlorocyanamide, il se sublime, suivant M. Liebig, une matière blanche qui renferme tout le chlore de la chlorocyanamide, et il reste du mellon. Si la réaction se passait comme l'indique M. Liebig, la formule que nous attribuons serait évidemment fausse. Nous avons répété cette expérience, et nous avons vu avec surprise que la chlorocyanamide se transforme non-seulement en mellon et en sel ammoniac, mais qu'il se dégage en outre une énorme quantité d'acide hydrochlorique, environ 16 pour 100.

Si l'on défalque des éléments de la chlorocyanamide les éléments de 1 éq. de sel ammoniac et de 1 éq. d'acide hydrochlorique, le reste représente exactement la composition que nous avons attribuée au mellon :

$$2C^3Cl^3N^3+4H^3N=C^6H^8N^{10}Cl^2+4ClH.$$
$$C^6H^8N^{10}Cl^2=C^6H^3N^9+HCl+ClH^4N.$$

Formation du mellon par l'ammélide. — Selon M. Liebig,

l'ammélide aurait pour formule $C^6H^9N^9O^3$; cette composition n'étant pas d'accord avec nos vues, l'un de nous avait cru, il y a plus de deux ans déjà, devoir la remplacer par celle-ci :

$$C^3H^4N^4O^2.$$

Cette correction a été justifiée dernièrement d'une manière bien remarquable : elle a été admise par M. Liebig lui-même sans qu'il s'en doutât. J'ai déjà signalé cette circonstance dans ces comptes rendus (1).

Quand on calcine de l'ammélide, il se dégage de l'acide cyanurique, de l'acide cyanique, de l'ammoniaque, tandis qu'il reste du mellon. Or, si de 6 éq. d'ammélide on défalque 3 éq. d'acide cyanurique, 3 éq. d'acide cyanique, 3 éq. d'ammoniaque, il reste les éléments du mellon, avec la formule que nous attribuons à ce corps :

$$6C^3H^4N^4O^2 = 3[C^3N^3H^3O^3 + CHNO + NH^3] + C^6H^3N^9.$$

Formation du mellon par le poliène. — Il résulte des expériences de M. Voelckel que le mélam de M. Liebig est une substance impure (comme l'un de nous l'avait déjà annoncé), et se compose d'un mélange de mellon et d'un isomère de la mélamine, le poliène, renfermant $C^3H^6N^6$. Le mélam n'a donc pas la composition que M. Liebig lui attribue.

Soumis à l'action de la chaleur, ce poliène dégage de l'ammoniaque et laisse du mellon. Cette décomposition confirme donc encore la formule que nous donnons au mellon, puisque

$$2C^3H^6N^6 = C^6H^3N^9 + 3H^3N.$$

Formation du mellon par l'acide sulfocyanhydrique. — Nos expériences sont complétement en désaccord avec celles de M. Liebig ; elles démontrent que ce que M. Liebig avait pris pour de l'acide hydromellonique, — et qui se formait, selon lui, quand on dissolvait dans la potasse le résidu de l'action de la chaleur sur l'acide persulfocyanhydrique, et qu'on précipitait par l'acide acétique, — que ce prétendu acide hydromellonique n'était qu'un mélange de soufre et d'ammeline. L'apparence gélatineuse du précipité avait induit M. Liebig en erreur. Ensuite, la

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 278.

potasse bouillante ne convertit pas le résidu en mellonure et en un nouveau sel exempt d'hydrogène ; mais il se forme un nouveau sel, tribasique, renfermant de l'hydrogène, et dont l'acide a exactement la composition que nous avions attribuée à l'acide hydromellonique dans notre dernière communication, savoir :

$$C^6H^4N^8O^3.$$

C'est lui que l'un de nous avait pris pour de l'acide hydromellonique. Si nous avons commis une erreur, il faut l'attribuer entièrement aux nombreuses contradictions et aux erreurs qui se trouvent dans le mémoire de M. Liebig sur ce sujet.

Nous reviendrons sur ces composés dans un autre mémoire.

La préparation du mellon par la calcination de l'acide persulfocyanhydrique se conçoit aisément, car elle est précédée de celle du poliène.

Action de la chaleur sur le mellon. — M. Liebig a dit et répété bien des fois que le mellon se décomposait, par l'action de la chaleur, en 3 vol. de cyanogène et 1 vol. d'azote. Si le mellon a la composition que nous lui attribuons, une pareille décomposition devient impossible. Nous avons donc répété les expériences de M. Liebig avec du mellon pur, et nous avons vu que, outre le cyanogène et l'azote, qui sont dans des rapports très-variables au commencement et à la fin de l'opération, il se dégage un gaz absorbable par l'acide hydrochlorique, tandis qu'il se sublime deux matières différentes, l'une rougeâtre et l'autre jaune. Nous avons peine à comprendre comment une décomposition aussi compliquée n'a pu offrir, entre les mains de M. Liebig, que 3 vol. de cyanogène et 1 vol. d'azote; mais sa théorie voulait qu'il en fût ainsi.

Action du potassium sur le mellon. — La théorie de M. Liebig semblait bien solidement appuyée par le fait de la combinaison directe de son mellon avec le potassium métallique; mais cette théorie a empêché M. Liebig de voir juste. Qu'on prenne du mellon bien pur, provenant de la calcination de la chlorocyanamide, qu'on le chauffe avec un fragment de potassium taillé avec un canif, pour l'avoir bien exempt de naphte, la combinaison s'effectuera immédiatement avec dégagement de lumière,

mais il se développera en même temps une abondante quantité d'ammoniaque.

Ce dégagement d'ammoniaque n'avait pas tout à fait échappé à l'attention de M. Liebig, mais il l'avait attribué, qui le croirait? au naphte adhérent au potassium!

Formation du mellon par le sulfocyanogène. — Les formules proposées par MM. Liebig, Voelckel et Parnell pour le prétendu radical des sulfocyanures, nous ayant paru inadmissibles, nous avons étudié de nouveau ce sujet. Il résulte de nos expériences que le sulfocyanogène renferme de l'hydrogène et doit se représenter par

$$C^3N^3S^3H;$$

la formation du mellon s'explique alors fort bien, puisque dans cette réaction il se dégage en outre du soufre et du sulfure de carbone :

$$3C^3N^3S^3H = C^6H^3N^9 + 3CS^2 + 3S.$$

Nous prouvons donc : 1° par l'analyse du prétendu radical mellon ; 2° par l'analyse des réactions qui donnent naissance à ce mellon ; 3° par l'analyse des réactions dans lesquelles ce mellon se métamorphose, que tout ce que que M. Liebig a dit et écrit sur la théorie des mellonures est un roman fort plaisant, une suite de mystifications scientifiques, dont nous nous serions bornés à rire si ce chimiste n'avait pas poussé l'oubli des convenances jusqu'à attaquer notre moralité; et tout ce bruit à propos de deux ou trois pauvres faits qui n'en valaient certainement pas la peine.

M. Liebig vient de publier quarante pages d'observations en réponse aux expériences que je viens d'exposer. Quarante pages pour se justifier! En vérité M. Liebig s'abuse étrangement s'il espère que les chimistes prendront la peine de débrouiller tout ce grimoire rempli d'autant de personnalités que d'erreurs grossières. Qu'importent à la science toutes ces discussions de personnes? que lui font tous ces détails d'intérieur? Si, cependant, quelque lecteur avait envie de les connaître, je le prie d'ouvrir la *Revue scientifique*, février 1846; il pourra juger par lui-même et de la moralité et de la valeur scientifique de l'homme qui a provoqué ces tristes débats.

LAURENT. — Action de l'acide nitrique sur la brucine.

M. Laurent (1) a eu l'occasion de constater l'exactitude de l'expérience que j'ai fait connaître sur le développement de l'éther nitreux par la brucine au contact de l'acide nitrique.

Il opéra sur 15 grammes de brucine, et après avoir fait passer le gaz sur de la chaux, il le condensa à l'aide d'un mélange de glace et de sel marin. Il obtint environ 1 gramme d'un liquide très-fluide, plus léger que l'eau, et qui possédait l'odeur de l'éther nitreux. Il distilla ce liquide presque jusqu'à la dernière goutte et sans le faire bouillir, à une température qui ne dépassa pas 16°, puis il le soumit à l'analyse.

Les résultats de M. Laurent confirment mon assertion.

Lorsque l'acide nitrique a cessé d'agir à la température ordinaire sur la brucine, cet alcali se trouve changé en une matière rouge orangé que M. Laurent est parvenu à faire cristalliser. Cette nouvelle substance, que M. Laurent appelle *cacothéline* (machination insidieuse dans le but de nuire), a donné à l'analyse la formule

$$C^{21}H^{22}N^{4}O^{10}.$$

Si de 1 éq. de brucine et de 3 éq. d'acide nitrique on retranche 1 éq. d'éther nitreux et 1 éq. d'eau, le reste des éléments représente la composition de la cacothéline.

Soumis à l'action de l'ammoniaque, ce corps se convertit en divers produits, parmi lesquels se trouve une base alcaline remarquable par plusieurs propriétés. Elle renferme les éléments de la vapeur nitreuse et se comporte, sous l'influence de la chaleur, comme les matières qui ont éprouvé une substitution par l'acide hypoazotique. La petite quantité de matière que M. Laurent avait eue à sa disposition, ne lui a pas permis d'en faire l'analyse.

J. MIDDLETON. — Sulfure de cobalt naturel.

Les districts montagneux de Rajpootanah, dans les Indes, renferment d'abondants gisements métalliques parmi lesquels on remarque surtout des minerais de cuivre et de cobalt.

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXII, p. 633.

Le sulfure de cobalt se trouve répandu en grande quantité dans les mines de cuivre, et s'y présente sous la forme de rubans ou de grains d'un gris d'acier tirant sur le jaune; il y est mélangé de petits grains noirs de pyrite de fer, fort magnétique. M. Middleton (1) a trouvé dans le sulfure de cobalt :

Cobalt.	64,64
Soufre.	35,36

Sa pesanteur spécifique est de 5,45. La composition précédente correspond à Co^2S.

O.-L. ERDMANN. — Recherches sur le jaune indien.

On trouve dans le commerce, sous le nom de *jaune indien* ou *purrée*, une matière jaune ou brunâtre, fort appréciée comme couleur, et qui vient en Europe des Grandes-Indes. On suppose qu'elle est d'origine animale, et constitue peut-être une espèce de bézoard ou concrétion intestinale; suivant d'autres, elle serait un dépôt formé dans l'urine de chameau, d'éléphant ou de buffle.

Cette substance a été soumise à quelques expériences par M. Stenhouse (2) ; mais c'est surtout au professeur Erdmann (3), de Leipzig, que nous devons des recherches plus complètes sur ce produit intéressant.

Le jaune indien se compose en plus grande partie du sel magnésien d'un acide nouveau auquel M. Erdmann donne le nom d'*acide euxanthique* (purréique, Stenhouse). Lorsqu'on l'épuise avec de l'eau bouillante, la combinaison magnésienne reste à l'état jaune; l'eau extrait une matière brune que l'acide hydrochlorique en sépare sous forme poisseuse, en développant une odeur d'excréments très-fétide; la solution hydrochlorique donne alors, par l'évaporation, des cristaux de chlorure de potassium; elle renferme aussi un peu de magnésie. En opérant sur un autre échantillon de jaune indien, M. Erdmann a pu en extraire, par l'eau bouillante, une grande quantité de *benzoate*

(1) *Philos. Magaz.*, mars 1846, p. 352.
(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LI, p. 423.
(3) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXIII, p. 190 et t. XXXVII, p. 385.

de potasse; cette fois il n'y avait pas de matière poisseuse. Une certaine portion d'acide euxanthique est aussi extraite par l'eau, et se dépose à l'état impur en même temps que l'acide benzoïque, quand on concentre la solution aqueuse additionnée d'acide hydrochlorique.

Si l'on dissout dans l'acide hydrochlorique étendu et bouillant le jaune indien, ainsi dépouillé des matières étrangères, il s'y dissout entièrement, et donne par le refroidissement des aiguilles d'acide euxanthique, jaune pâle, et groupés en flocons ou en étoiles; l'eau mère retient du chlorure de magnésium.

Acide euxanthique — L'acide purifié est fort peu soluble dans l'eau froide; il s'y dissout mieux à l'ébullition; mais il se dissout surtout fort bien dans l'alcool bouillant, qui le dépose en cristaux plus gros que ceux d'une solution aqueuse.

Chauffé avec précaution dans un petit tube, il commence à fondre en éprouvant une décomposition particulière; il se sublime alors des aiguilles jaunes sur lesquelles nous reviendrons plus bas.

L'analyse de l'acide séché à 130° a donné: carbone 56,27—56,43; hydrogène 3,99—4,06. M. Stenhouse avait obtenu des quantités de carbone un peu plus faibles (55,0—55,2) et des proportions d'hydrogène plus fortes (4,42—4,45); mais cela tient, selon M. Erdmann, à ce que le chimiste anglais n'avait desséché son produit qu'à 100°. Selon M. Erdmann, l'acide cristallisé dans l'alcool retient 4,35 pour 100 d'eau, et l'acide, précipité du sel ammoniacal par l'acide hydrochlorique, 10,97—11 pour 100. Le même chimiste représente l'acide desséché à 100° par $C^{40}H^{32}O^{21}$.

La capacité de saturation de l'acide euxanthique est très-faible; les sels de cuivre, d'argent et de plomb n'ont pas donné de résultat satisfaisant.

La potasse, la soude et l'ammoniaque dissolvent aisément l'acide euxanthique en se colorant en jaune; mais il est fort difficile d'obtenir, par la concentration, les combinaisons cristallisées. Mais on se les procure aisément en opérant avec du bicarbonate de potasse ou d'ammoniaque à une douce chaleur; l'acide se dissout alors avec effervescence et à mesure que la température du liquide s'abaisse, celui-ci se remplit de paillettes d'euxan-

thate, fort solubles dans l'eau pure, mais insolubles dans les solutions concentrées des carbonates alcalins.

L'*euxanthate d'ammoniaque* cristallise en petites aiguilles aplaties, très-brillantes, d'un jaune pâle, insolubles dans l'alcool. Le sel séché à l'air a donné à l'analyse : carbone 52,2—52,4 et hydrogène 4,7. M. Erdmann en déduit les deux formules : [$C^{40}H^{34}O^{22}$,N^2H^6] et [$C^{40}H^{36}O^{23}$,N^2H^6]. La solution de ce sel donne, avec la plupart des solutions métalliques, des précipités jaunes, insolubles dans les solutions salines où ils prennent naissance, mais plus ou moins solubles dans l'eau pure.

L'*euxanthate de potasse* forme des paillettes jaune clair, que M. Erdmann représente par [$C^{40}H^{34}O^{22}$,K^2O].

Euxanthate de magnésie. L'euxanthate d'ammoniaque ne précipite pas les sels magnésiens neutres, et il paraît dès lors que l'euxanthate neutre de magnésie est soluble dans l'eau. Mais si l'on mélange une solution de sulfate de magnésie avec assez de sel ammoniac pour qu'elle ne soit plus troublée par l'ammoniaque caustique, et qu'on ajoute alors ce mélange à une solution d'euxanthate d'ammoniaque, additionnée de quelques gouttes d'ammoniaque libre, le liquide se trouble par la concentration; bientôt après il se produit une gelée jaune rougeâtre, et celle-ci finit par devenir tout à fait cristalline, de manière à perdre sa consistance et à se convertir en petites aiguilles plates et brillantes qui se déposent sous la forme d'une poudre cristalline.

Action de la chaleur sur les euxanthates. — Lorsqu'on chauffe l'acide euxanthique à 160° ou 180°, il commence à fondre, brunit légèrement, mais sans se charbonner, émet des vapeurs d'eau et du gaz carbonique, et donne un sublimé d'aiguilles jaunes. La transformation est complète peu de minutes après la fusion de l'acide, et l'on n'a pas besoin de faire subir à l'acide la distillation sèche. On traite le produit avec de l'ammoniaque faible qui s'empare de l'acide qui n'aurait pas été transformé, et laisse le nouveau produit sous la forme d'une poudre jaune. On fait cristalliser celle-ci dans l'alcool.

M. Erdmann donne à ce produit le nom d'*euxanthone* (purrénone, Stenhouse). Le même corps s'obtient quand on chauffe dans une petite capsule de l'euxanthate de plomb ou de baryte.

L'analyse a donné : carbone 68,01—68,54 et hydrogène 3,51 — 3,68. M. Erdmann en a tiré la formule $C^{18}H^{8}O^{4}$.

C'est un corps indifférent qu'on peut sublimer complétement si on le chauffe avec précaution ; il arrive cependant presque toujours qu'une petite partie se décompose par la chaleur.

La formation de ce corps par l'acide euxanthique a encore été observée dans d'autres circonstances : par l'action du gaz hydrochlorique sur une solution d'acide euxanthique dans l'alcool absolu, et par l'action de l'acide sulfurique concentré sur l'acide euxanthique (1).

Action de l'acide sulfurique sur l'acide euxanthique.—L'acide sulfurique concentré dissout à froid l'acide euxanthique en grande quantité, en se colorant en jaune, mais sans dégager de gaz ; au bout de quelque temps la masse se prend en une bouillie d'euxanthone. Le liquide étendu d'eau dépose l'euxanthone ; la solution filtrée, saturée par du carbonate de baryte, donne un sel soluble, lequel se décompose en partie par l'évaporation, même dans le vide, en séparant une poudre brune ; la matière desséchée est gommeuse et précipite par le sous-acétate de plomb en jaune. M. Erdmann a analysé le précipité ; ses analyses sem-

(1) Les formules de M. Erdmann ne rendent pas compte de la formation de l'euxanthone, sous l'influence de la chaleur. La réaction paraît cependant être fort nette, puisque la matière ne se charbonne pas. Or, comme il ne s'y forme que de l'eau, de l'acide carbonique, et de l'euxanthone, voici comment j'interprèterais les analyses de M. Erdmann :

L'acide euxanthique serait $C^{21}H^{18}O^{11}$:

	Calcul.	Analyse.
Carbone.	56,5	56,4
Hydrogène.	4,0	4,0

Les euxanthates deviendraient $C^{21}(H^{17}M)O^{11}$.

L'euxanthone serait $C^{20}H^{12}O^{6}$ ou $C^{10}H^{6}O^{3}$:

	Calcul.	Analyse.
Carbone.	68,9	68,01 — 68,54
Hydrogène.	3,5	3,57 — 3,68

Alors l'action de la chaleur serait celle-ci :

$$C^{21}H^{18}O^{11} = CO^{2} + 3H^{2}O + C^{20}H^{12}O^{6}.$$

C. G.



blent conduire à la composition d'un acide $C^{14}H^{14}O^{12}SO^{8}$; mais je ne pense pas, malgré les excellentes analyses de l'auteur, que le produit ait présenté des garanties de pureté assez grandes pour qu'on puisse adopter cette formule.

Action du chlore et du brome sur l'acide euxanthique. — Lorsqu'on fait passer du chlore dans de l'acide euxanthique délayé dans l'eau, cet acide change bientôt d'aspect : il devient d'un jaune plus foncé et prend une consistance floconneuse. Quand l'acide a perdu son aspect cristallisé, on arrête l'opération et l'on sépare le produit à l'aide du filtre.

Cet *acide chloreuxanthique* s'obtient en paillettes dorées par la cristallisation dans l'alcool; il ne faudrait pas pousser trop loin l'action du chlore, car ce gaz transformerait le produit chloré lui-même en une poudre amorphe.

L'acide chloreuxanthique est insoluble dans l'eau; l'alcool bouillant le dissout aisément. Il se dissout dans l'ammoniaque caustique avec une couleur jaune; la solution, additionnée de carbonate d'ammoniaque, produit une gelée opaque qui devient cristalline au bout de quelques jours. Le carbonate de soude, le carbonate de potasse, la potasse caustique, et tous les sels métalliques, donnent des précipités gélatineux.

M. Erdmann a trouvé dans l'acide chloreuxanthique : carbone 48,64; hydrogène 3,08; chlore 14,4. Il représente (1) ces résultats par [$C^{40}H^{28}Cl^{4}O^{21}$].

Quand on agite l'acide euxanthique avec de l'eau bromée, on obtient un composé bromé qui se comporte d'une manière semblable [$C^{40}H^{28}Br^{4}O^{21}$].

Les deux composés précédents se comportent avec l'acide sulfurique concentré comme l'acide euxanthique; ils se dissolvent, et quand on étend d'eau la solution, il se précipite des composés pulvérulents, qui paraissent correspondre à l'euxanthone, sous le rapport de la composition. La solution filtrée ne renferme pas d'acide hydrochlorique; saturée par la baryte, elle donne un sulfosel chloré ou bromé. M. Erdmann a analysé le produit obtenu par l'acide chloreuxanthique; il y a trouvé : carbone

---

(1) La formule $C^{21}H^{16}Cl^{2}O^{11}$ exigerait : carbone 48,8, hydrogène 3,1 ; chlore 14,0. C. G.

52,28 ; hydrogène 2,14 ; chlore 23,30. Ces résultats lui font admettre la formule [$C^{13}H^{6}Cl^{2}O^{4}$].

Action de l'acide nitrique sur l'acide euxanthique. — Les produits varient suivant la durée et la température de la réaction ; M. Erdmann s'est constamment servi d'un acide de 1,31.

A froid, l'acide nitrique n'agit pas immédiatement ; mais si on abandonne la matière pendant vingt-quatre heures, elle finit par se convertir en une poudre grenue, qui est l'*acide nitreuxanthique*. Cet acide, peu soluble dans l'eau, se dissout dans l'alcool bouillant ; il est d'un jaune paille. Les carbonates d'ammoniaque et de potasse le dissolvent, et la solution concentrée se prend en une gelée qui finit par devenir cristalline. L'ammoniaque se comporte de même ; la solution ammoniacale donne des précipités gélatineux et jaunes avec les autres sels métalliques.

M. Erdmann a trouvé dans l'acide : carbone 50,75 ; hydrogène 3,36 ; azote 3,23=$C^{40}H^{30}N^{2}O^{25}$ (1).

Si l'on opère à chaud, il se développe des vapeurs nitreuses, et l'on obtient de l'acide oxalique, ainsi qu'un ou deux acides nitrogénés ; l'auteur n'a pas eu assez de matière pour les étudier d'une manière complète. Je renvoie au Mémoire pour les détails, et me bornerai à mentionner ici le produit final de l'action de l'acide nitrique bouillant sur l'acide euxanthique et sur l'euxanthone. Ce produit constitue un acide également nitrogéné, que M. Erdmann appelle *acide oxypicrique*; on l'obtient en évaporant avec précaution au bain-marie la solution acide. Il cristallise en aiguilles jaunes, qu'on purifie en les redissolvant dans le carbonate d'ammoniaque et décomposant par l'acide hydrochlorique ; quelquefois on l'obtient en tables quadrangulaires d'un jaune pâle. Il est assez soluble dans l'eau, surtout à chaud, ainsi que dans l'alcool. Les acides minéraux ne le dissolvent que fort peu. Les solutions ont une saveur fort amère.

Il fond et se volatilise en partie quand on fait bouillir sa solution aqueuse ; il partage d'ailleurs la plupart des propriétés de

---

(1) La formule $C^{21}H^{17}NO^{12}$=$C^{21}(H^{17}X)O^{11}$ exigerait : carbone 51,3 ; hydrogène 3,4 ; azote 2,9. C. G.

l'acide picrique (nitro-phénisique). M. Erdmann y a trouvé :

$$C^6H^3N^3O^8$$

c'est-à-dire (1)

$$C^6(H^3X^3)O^2.$$

Les oxypicrates à bases fixes détonent par la chaleur comme les picrates. L'*oxypicrate de potasse* se dépose sous la forme d'une poudre jaune et cristalline, quand on mélange l'acide oxypicrique avec un excès de potasse; par une nouvelle cristallisation, il donne des aiguilles ramifiées comme de la mousse, d'un tout autre aspect que le picrate correspondant.

L'*oxypicrate d'ammoniaque* renferme :

$$[C^6(H^3X^3)O^2, 2NH^3];$$

cette composition prouve que l'acide oxypicrique est bibasique.

L'*oxypicrate d'argent* s'obtient en petits cristaux feuilletés, d'un jaune brunâtre. Le *sel de plomb* forme de petites aiguilles jaunes.

R.-D. THOMSON. — Analyse de la résine de céradie.

La plante (*Ceradia furcata*) d'où exsude cette résine, présente l'aspect du corail, et se rencontre sur les côtes d'Afrique, vis-à-vis de l'île d'Ichaboé.

La résine est ambrée et de l'odeur de la résine d'oliban; sa pesanteur spécifique est de 1,197. Elle renferme, d'après l'analyse de M. Thomson (2) :

Carbone	80,1
Hydrogène	9,8
Oxygène	10,1
	100,0

L'auteur représente ces résultats par la formule $C^{10}H^{14}O$ ou $C^{40}H^{56}O^4$; mais ces rapports n'exigent que 9,3 hydrogène. Probablement la formule $C^{20}H^{30}O^2$ (9,9 hydrogène), qui est celle de la résine des pins, serait plus exacte.

(1) Cet acide pourrait dériver du pyroquinol normal $C^6H^6O^2$ obtenu par M. Woehler dans la distillation sèche de l'acide quinique. C. G.

(2) *Philos. Magaz.*, mai 1846, p. 422.

Chimie.

De la digestion et de l'assimilation des matières albuminoïdes.

Mémoire lu à l'académie des sciences, le 3 août 1846, par M. Mialhe.

(Extrait par l'auteur.)

Dans un précédent mémoire, j'ai établi le véritable rôle chimico-physiologique de la salive dans l'acte de la digestion des matières alimentaires amyloïdes.

Dans ce travail, soumis au jugement de l'Académie des sciences, j'étudie le rôle chimico-physiologique du suc gastrique dans la digestion et l'assimilation des matières alimentaires albuminoïdes.

Les humeurs sécrétées dans la cavité stomacale pendant les phénomènes de la digestion ont de tout temps attiré l'attention des physiologistes, qui leur ont donné le nom de suc gastrique.

Considéré comme le dissolvant universel par les partisans du système de la fermentation, et par Van-Helmont, leur chef, qui l'appelait *Eau forte animale*, dépourvu de tout pouvoir fluidificateur, suivant les autres auteurs, le suc gastrique n'a été étudié expérimentalement que dans ces derniers temps; mais, bien qu'il soit devenu l'objet spécial des travaux d'un grand nombre de savants, le rôle qu'il joue dans les phénomènes de la digestion est loin d'être parfaitement établi, et, en effet, l'examen attentif de l'état actuel de la science démontre qu'il est indispensable de chercher la solution des propositions suivantes :

Première question : Quelle est la composition du suc gastrique?

Deuxième question : Existe-il un ou plusieurs ferments? Ces ferments (la pepsine, la chymosine, la gasterase et la diastase) présentent-ils des différences entre eux?

Troisième question : Quel est le rôle des acides?

Quatrième question : Quel est le rôle des ferments?

Composition du suc gastrique.

Les auteurs ont reconnu que le suc gastrique est composé de deux éléments principaux : l'un acide, l'autre fermentifère.

Dans l'élément acide, on a, tour à tour, admis les acides phosphorique, chlorhydrique, acétique, lactique, etc. Enfin, M. Berzélius a émis l'opinion que l'acide est un mélange de plusieurs et probablement de tous les acides dont il se trouve des sels dans le suc gastrique : opinion dont les recherches de MM. Bernard et Barreswil et les miennes propres ont confirmé toute la justesse, puisqu'elles ont mis hors de doute que la plupart des acides convenablement étendus d'eau possèdent une sorte d'équivalence digestive.

Dans l'élément fermentifère, on a signalé des principes qu'on a cru devoir désigner sous le nom de pepsine, chymosine, gasterase et diastase ; quant à cette dernière, la diastase, il est nécessaire de faire observer que, fournie par les glandes salivaires et pancréatiques, et descendue des premières voies dans la cavité stomacale, elle se trouve mêlée au suc gastrique sans en faire partie constituante.

Mais ces ferments présentent-ils des différences ou ne constituent-ils qu'un même principe?

Mes recherches chimiques démontrent que la pepsine, la chymosine et la gasterase jouissent de propriétés chimiques absolument semblables, et doivent être considérées comme un seul et même corps, composé organique auquel M. Schwann a donné le nom de pepsine, nom qu'il est convenable de lui conserver ;

Que la pepsine et la diastase n'ont aucun caractère commun que celui d'appartenir tous deux à la classe des agents chimiques opérant par les infiniment petits, c'est-à-dire à la classe des ferments ;

Que la pepsine, qui, comme on sait, coagule le lait, coagule également la fibrine et le gluten, rendus solubles au moyen d'une faible proportion d'acide, qu'elle dissout ensuite ce coagulum primitivement formé, et lui fait subir une transformation propre à l'assimilation ;

Que la pepsine n'a, dans aucune circonstance, d'action saccharifiante sur la fécule, et que cette action sur la fécule est

uniquement due à la diastase, qui, en moins d'une minute, fluidifie l'empois d'amidon et le transforme en dextrine et en glucose.

Ces faits établissent la spécificité de ces ferments et renversent l'opinion de MM. Bernard et Barreswil, qui ont avancé que le suc gastrique, le fluide pancréatique et la salive renfermaient un même principe organique dont les propriétés sur les matières alimentaires ne différaient que par suite de la nature chimique du milieu où s'opère la réaction, c'est-à-dire que ces trois fluides pouvaient, en présence des alcalis, coopérer à la transformation des amylacés, et, en présence des acides, effectuer la transformation de la viande et des matières albumineuses.

Je prouve, par des expériences, que la diastase acidifiée n'attaque pas la fibrine et n'acquiert aucune des propriétés de la pepsine, et d'un autre côté que la pepsine, en présence d'un alcali, ne détermine pas la transformation de la fécule et ne joue jamais le rôle de la diastase. Si le liquide digestif stomacal, modifié par les acides ou par les alcalis, peut tour à tour dissoudre et métamorphoser les aliments albumineux et les aliments amylacés, c'est qu'il contient à la fois de la pepsine et de la diastase, auxquelles l'addition des substances neutralisantes n'ont pu enlever toute leur action spécifique.

Ainsi l'on ne peut admettre comme un seul et même principe des ferments dont l'action est différente et spéciale pour chaque matière alimentaire.

Quel est le rôle des acides contenus dans le suc gastrique?

L'acide ou, pour mieux dire, les acides contenus dans le suc gastrique remplissent un rôle très-important quoique tout à fait transitoire; ils sont nécessaires, non-seulement pour gonfler, hydrater les aliments albumineux, mais encore pour les rendre aptes à recevoir l'action métamorphosante de la pepsine. En un mot, l'acide dans le fluide gastrique joue, à l'égard des substances albumineuses, le même rôle que la chaleur et le broyage à l'égard des substances alimentaires féculantes; car on sait que l'action de la diastase sur l'amidon ne devient manifeste que lorsque ce principe immédiat est dans un état d'hydratation plus ou moins parfait.

Pour être absorbées et assimilées, il ne suffit pas, comme quelques physiologistes l'ont pensé, et notamment MM. Tiedemann et Gmelin, Bouchardat et Sandras, que les matières soient simplement dissoutes dans une eau faiblement acidulée ; il est nécessaire qu'elles éprouvent une métamorphose constitutive complète. Et, en effet, la dissolution de la fibrine, du gluten et de l'albumine dans l'eau faiblement acidulée offre des caractères chimiques analogues à ceux de la caséine ou caséum ; comme le caséum, elle se trouble par l'action de la chaleur mais ne se coagule pas; comme le caséum, elle est précipitable par les alcalis ainsi que par les acides; enfin, pour analogie complète, elle est immédiatement coagulée par la pepsine; mais ce coagulum, pour devenir assimilable, doit être de nouveau liquéfié par un excès de pepsine, tandis que le liquide résultant de la réaction simultanée de l'eau acidulée et de la pepsine sur la fibrine n'offre aucun rapport avec le caseum; il n'est point coagulable par la chaleur, point précipitable par les alcalis, ni même par les acides, et enfin il n'est nullement modifié par la pepsine.

Ce parallèle démontre que la pepsine fait subir aux aliments albumineux, en les dissolvant, une métamorphose complète, métamorphose aussi remarquable au point de vue physiologique qu'au point de vue chimique.

Quel est le rôle du ferment contenu dans le suc gastrique? — (Théorie de la formation du chyme.)

L'albumine, la fibrine et le gluten acquièrent donc, sous l'influence de l'eau faiblement acidulée, des propriétés chimiques et physiologiques très-analogues à celles de la caséine ou caseum, et, comme ce dernier corps, ces substances forment, en présence de la pepsine, un coagulum blanchâtre ou rougeâtre, pulpeux, caséiforme, susceptible d'être redissous et métamorphosé par un excès de ce ferment : or, ce coagulum, qui se produit toujours à la surface du bol alimentaire, pendant la digestion des viandes, n'est autre chose que la matière pulpeuse entrevue et désignée par les physiologistes sous le nom de chyme. C'est au moment où le chyme est rendu soluble par un excès de pepsine, qu'il devient propre à l'assimilation.

Ces faits établissent que l'estomac n'a pas pour unique fonction de dissoudre les matières alimentaires albumineuses au moyen des acides; qu'il n'est pas seulement un lieu de transit, mais qu'il est bien un foyer d'élaboration où se forme le chyme; que le chyme n'est point un être de raison, imaginé par les physiologistes, qu'il est un phénomène nécessaire de la digestion préparatoire, que c'est une bouillie spécialement apte à l'assimilation, sans la production et la transformation de laquelle les matières albuminoïdes cesseraient d'être absorbables et assimilables.

Ces propositions fondamentales vont être mises hors de doute par l'histoire de l'albuminose, produit final de la digestion des aliments albumineux.

Albuminose.

Toutes les matières albuminoïdes, sans exception, sont transformées par la pepsine en un produit ultime offrant toujours les mêmes réactions chimiques, bien que probablement sa composition centésimale diffère un peu, suivant qu'il provient de tel ou tel composé albumineux, que je propose de désigner sous le nom d'*albuminose*, ce nom ayant le double avantage de rappeler son origine et sa destination physiologique.

L'albuminose est solide, blanc ou blanc jaunâtre, offrant une odeur et une saveur faibles, mais qui cependant rappelle un peu l'odeur et la saveur de la viande, très-soluble dans l'eau et complétement insoluble dans l'alcool absolu.

Sa solution aqueuse n'est point précipitable par la chaleur, ni par les bases, ni par les acides, ni enfin par la pepsine; elle est au contraire précipitée par un grand nombre de sels métalliques, tels que ceux de plomb, de mercure et d'argent; le chlore le précipite également ainsi que le tannin; même alors que ce dernier réactif est additionné d'une certaine quantité d'acide azotique.

Or, ce produit de métamorphose joue un rôle immense dans la nutrition des animaux, car il est aux aliments albumineux ce que le glucose est aux aliments amylacés, c'est-à-dire que seul il est apte à éprouver le phénomène de l'assimilation, ce

qui est démontré d'une manière absolue par les expériences suivantes :

1° L'albumine non modifiée par la pepsine, injectée dans les veines d'un animal, passe en nature dans les urines (Bernard et Barreswil), et je me suis assuré qu'il en est de même pour la caséine ou caséum ;

2° La fibrine seulement dissoute dans l'eau acidulée et non modifiée par la pepsine, injectée dans les veines d'un animal, détermine instantanément la mort par l'engorgement des capillaires du poumon.

Cet engorgement a lieu par le précipité insoluble que forme immédiatement la matière fibrineuse, en se trouvant, par l'influence des alcalis du sang, tout à coup privée des acides qui la tenaient en dissolution.

Résumé.

De ce travail il résulte que :

Le suc gastrique se composant de deux agents principaux, acide et ferment, l'acide n'est propre qu'à gonfler, hydrater, préparer les matières ;

Le ferment est unique : la pepsine, la chymosine, la gasterase ne sont qu'un seul et même principe, auquel il convient de conserver le nom de pepsine ;

C'est ce ferment, la pepsine, qui opère uniquement la transformation des matières albumineuses, tandis que la diastase, fournie par les glandes salivaires, et complétement distincte de la pepsine, opère uniquement la transformation des matières amyloïdes ;

La chimification si bien étudiée et appréciée à sa véritable valeur par les anciens, méconnue et niée par quelques physiologistes modernes, se trouve, par les expériences contenues dans ce mémoire, rétablie dans son rôle de phénomène indispensable à la digestion préparatoire ;

Le produit ultime de la transformation des matières albuminoïdes est l'*albuminose*, corps qui a été déjà entrevu par quelque auteurs ;

Cet albuminosé est, comme le glucose, seul propre à l'assimilation et à la nutrition ;

Sous l'influence de deux ferments diastase et pepsine, les animaux peuvent digérer simultanément les aliments féculents et les aliments albumineux, et dans cette double digestion les phénomènes chimico-physiologiques se réduisent à trois temps principaux :

Premier temps. — Désagrégation et hydratation.

Deuxième temps. — Production d'une matière transitoire, chyme pour les aliments albumineux, dextrine pour les aliments amylacés.

Troisieme temps. — Transformation de cette matière en deux substances éminemment solubles, transmissibles à travers toute l'économie, propres à l'assimilation et à la nutrition, dont l'une, produit final des matières amyloïdes, est le glucose, et l'autre, produit final des matières albuminoïdes, est l'albuminose.

La digestion n'est donc pas la simple dissolution des aliments.

Or, après avoir constaté que la transformation des féculents et des albumineux s'opère par deux ferments spéciaux, la diastase et la pepsine, il est permis de conclure, ainsi que je l'ai déjà énoncé dans un précédent mémoire, que la nature, si admirable dans la simplicité et l'uniformité de ses moyens, procède à l'assimilation des matières grasses constituant le troisième groupe alimentaire par une réaction semblable, par un ferment spécial, de telle sorte qu'une même loi préside à l'acte en apparence si compliqué de la nutrition...

C'est ce que je me propose de démontrer dans un prochain mémoire.

Recherches sur le suc d'aloès.

Extrait d'une thèse soutenue à l'École spéciale de pharmacie de Paris, par M. Edmond Robiquet.

Dans la première partie de sa thèse, M. E. Robiquet expose les observations qu'il a faites sur la structure des feuilles d'aloès. Nous nous contenterons de rapporter le résumé qu'il a lui-même présenté de cette portion de son travail.

1° *L'épiderme des feuilles de l'aloë perfoliata est dépourvu de stomates.*

2° *Entre l'épiderme et le parenchyme se trouve une multitude de trachées qu'on a prises longtemps pour des vaisseaux latexifères : l'ensemble de ces trachées constitue le tissu vasculaire de la plante.*

3° *Le suc d'aloès circule à travers les méats intercellulaires du système vasculaire, et ne s'infiltre dans les trachées qu'après la rupture des tissus. Ce suc, tel qu'il existe dans la plante, constitue un liquide acide et incolore, retenant en suspension une multitude de corpuscules opaques d'une excessive ténuité qui lui donnent un aspect lactescent. Dès qu'il a le contact de l'air, il en absorbe l'oxygène avec une grande rapidité et prend une couleur jaune qui devient ensuite de plus en plus foncée.*

4° *Le parenchyme est remarquable par la régularité de la première des couches celluleuses dont il se compose, et par la constance que présente sa structure soit à la face supérieure, soit à la face inférieure des feuilles.*

5° *La pulpe qui occupe la partie centrale des feuilles est formée par un réseau très-lâche de tissu cellulaire dont les mailles irrégulières sont remplies d'un suc mucilagineux sensiblement acide, et qui se teint, sous l'influence de l'air, en rouge violacé. On distingue toujours au sein de cette pulpe une infinité de bulles d'air symétriquement disposées en chapelets longitudinaux.*

6° *Dans toutes les parties de la plante où pénètre le tissu utriculaire, on observe une multitude de raphides qui présentent dans leur forme cristalline et leurs réactions chimiques tous les caractères du sulfate de chaux.*

Les expériences ont été faites sur de l'aloès succotrin ; mais comme son prix élevé l'a rendu de plus en plus rare en France, et comme sous son nom on vend très-souvent de l'*aloès du Cap*, M. Robiquet fait connaître les caractères de celui qu'il a eu entre les mains et qui lui avait été donné par M. Chevallier.

Cet *aloès*, venu d'Angleterre, se présente sous forme de petites masses du poids de 100 grammes environ, dont les contours brillants et comme polis sont d'une belle couleur hyacinthe foncée, et qui, placées entre l'œil et la lumière, possèdent une transparence parfaite dans toute leur épaisseur. Il répand une odeur qui tient à la fois de celle de la *myrrhe* et de l'*ipécacuanha*,

qu'on peut exalter par le frottement. Si on le brise en gros fragments, on remarque dans la cassure, à partir de la surface extérieure, ces dégradations de teintes particulières au *succin jaune lactescent*. En regardant à la loupe quelques-uns des petits éclats produits, on distingue sur un fond hyacinthe plus ou moins pâle une foule de petits points d'un jaune doré. — Cet *aloès* se ramollit déjà à la température de + 78° et fond complétement à + 75°; il se dissout facilement dans l'alcool et très-imparfaitement dans l'éther. L'eau froide en dissout la trente-sixième partie de son poids, mais cette solution n'est jamais parfaitement transparente, même après avoir été filtrée : une goutte examinée au microscope présente l'aspect du suc d'aloès tel qu'il exsude de la plante, et l'on y distingue une foule de petits *corpuscules* jaune clair qui nagent dans une liqueur transparente, faiblement colorée. Cependant, si on laisse exposée à l'air une solution aqueuse d'aloès faite à froid, la liqueur s'éclaircit dès le second jour et les globules disparaissent complétement; les jours suivants, elle prend une teinte de plus en plus foncée qui, au bout de quelques mois, est d'un pourpre magnifique. En évaporant alors cette solution ainsi altérée et achevant la dessiccation au bain-marie ou par l'exposition au soleil, on obtient des écailles d'un rouge si foncé qu'elles paraissent noires.

M. Robiquet s'est assuré que cette coloration était due à une absorption d'oxygène et qu'un effet analogue se produisait pour le suc du commerce desséché, dont les couches superficielles présentent toujours une teinte plus ou moins pourprée.

Quoi qu'il en soit, lorsque l'*aloès* a subi ainsi l'influence de l'air, il acquiert des propriétés nouvelles; il est en effet beaucoup plus soluble à froid dans l'eau et devient susceptible de communiquer à la soie une teinte aventurine très-riche. — Les précipités qu'il donne avec les réactifs diffèrent pour la plupart de ceux qui se forment avec une solution récente.

De toutes ces réactions, les plus curieuses sont celles que font naître les *sels de fer*, le *chlorure d'or* étendu et le *sous-acétate de plomb ammoniacal*. La coloration noire produite par les sels ferriques est l'indice le plus certain de la présence de l'*acide gallique* dans le suc du commerce. Il paraît probable, d'après les expériences de M. Robiquet, que les plantes qui fournissent

le suc d'aloès contiennent l'acide gallique tout formé; mais il est certain que ce fait ne sera rigoureusement prouvé qu'autant que l'on aura pu isoler l'acide gallique à l'état cristallisé. On doit ajouter que si les feuilles d'aloès contiennent réellement de l'acide gallique, il doit se trouver principalement dans le tissu parenchymateux, qui seul se colore en noir foncé par une solution de sel ferrique.

Quant à la réduction particulière qui a lieu avec le chlorure d'or en solution très-étendue, elle mérite de fixer l'attention par la nature du précipité pulvérulent qui se produit, car il présente absolument l'aspect du *pourpre de Cassius*, et possède tous les caractères de l'or pur. Cette réaction confirme donc l'opinion des chimistes qui pensent que le pourpre de Cassius n'est autre chose que de l'or très-divisé, et que s'il contient de l'étain, on ne doit en attribuer la présence qu'à un vice de préparation. Le procédé au moyen duquel on se procure depuis longtemps en Angleterre le pourpre de Cassius, et que M. Figuier (1) a reproduit dans ces derniers temps, vient encore donner plus de poids à cette manière de voir. D'après cette méthode, on mêle simplement une quantité suffisante de grenailles de zinc à une solution aqueuse de chlorure d'or. Après quelques jours de contact la combinaison aurique est complétement réduite, et la surface des fragments de zinc est recouverte d'une couche d'or en poudre excessivement ténue, d'une belle couleur violette.

Action de l'acide chlorhydrique sur l'aloès.

L'*aloès* ne semble pas éprouver d'altération sensible lorsqu'on le mêle à froid avec de l'acide chlorhydrique de concentration moyenne; mais si on élève la température, on voit bientôt la solution acide brunir sensiblement en même temps qu'il se produit un abondant dégagement de gaz fétides répandant l'odeur de *caoutchouc brûlé*. Dans le but de reconnaître la nature chimique de ces gaz, je les fis passer à travers une solution de potasse caustique, et je recueillis la portion non absorbée par le

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, 3e série, t. XI, p. 336.

liquide alcalin : c'était un mélange d'oxyde de carbone et d'hydrogènes carbonés.

Je maintins en pleine ébullition le mélange d'aloès et d'acide chlorhydrique, tant que les gaz fétides se dégagèrent en abondance : lorsqu'ils cessèrent de se produire, j'ajoutai à la liqueur bouillante le double de son volume d'eau froide, en ayant soin d'agiter vivement pendant quelques instants ; il se forma alors un trouble considérable dû à la précipitation d'une poudre brune et légère, très-lente à se déposer. Le lendemain je lavai à grande eau le précipité pulvérulent afin d'enlever l'excès d'acide. Ce premier lavage fut ensuite continué sur un filtre à la manière ordinaire. Séchée à 100°, ce corps se présentait avec toutes les propriétés de l'*acide ulmique*.

Quant à la *solution hydrochlorique de couleur orangée* qui surnageait le précipité d'acide ulmique, et en avait été séparé par voie de décantation, je l'évaporai au bain-marie pour chasser l'excès d'acide et j'y versai ensuite cinq ou six fois son volume d'eau froide; il se fit alors un précipité floconneux de couleur orangée, qui recueilli sur un filtre et convenablement lavé, présenta tous les caractères de l'*aloès purifié*.

Il restait à savoir si l'acide ulmique obtenu par ce procédé préexiste dans le suc d'aloès ou s'il résulte de l'action exercée par l'acide chlorhydrique. Cette dernière opinion offre au premier abord la plus grande probabilité ; mais un examen attentif de la réaction la fait complétement rejeter. En effet, on obtient beaucoup plus d'acide ulmique avec du suc d'aloès ancien, et par conséquent plus profondément altéré par l'action oxydante de l'air qu'avec le suc récemment desséché. De plus, il est impossible d'en produire une trace avec le suc purifié, quelque temps qu'on prolonge l'ébullition au sein de l'acide chlorhydrique.

Ainsi, *le suc d'aloès s'altère continuellement à l'air dont il absorbe lentement l'oxygène en produisant de l'acide ulmique; mais il ne donne pas naissance à ce corps lorsqu'on le soumet à l'action de l'acide chlorhydrique bouillant.*

Distillation sèche de l'aloès succotrin.

M. Braconnot (1) a étudié avec beaucoup de soin, il y a quarante ans, les phénomènes qui se passent pendant la *distillation sèche de l'aloès*, et je m'abstiendrais de présenter des observations sur un sujet traité par un chimiste aussi distingué, si je n'étais persuadé que les expériences de ce savant ont porté sur une espèce tout à fait différente du succotrin vrai.

L'*aloès* dont je me suis servi provenait de l'échantillon de M. Chevallier : j'en pesai 60 grammes et les introduisis, après les avoir réduits en poudre, dans la panse d'une petite cornue tubulée, plongeant dans un bain d'huile et munie de son récipient. Un thermomètre centigrade engagé dans la tubulure s'enfonçait assez avant dans la poudre d'aloès pour que le réservoir fût entièrement caché. J'élevai alors graduellement la température du bain d'huile à 70°, à 75°, à 110°, 160°, 260°.

On obtient pendant les diverses phases de la distillation sèche de l'aloès succotrin :

Eau chargée d'essence	14 gr.
Eau acide	8
Huile goudronneuse	10
Charbon	28
Sulfate de chaux, carbonate de potasse. Phosphate de chaux, carbonate de chaux.	traces.

L'eau laiteuse et odorante qu'on recueille de 75 à 110°c doit ses propriétés à la présence d'une *huile essentielle neutre incolore*, et *plus légère que l'eau*, qui se produit malheureusement en trop petite quantité pour être l'objet d'un examen.

Le liquide acide est un simple mélange d'eau et d'acide acétique.

Quant aux *huiles noires et pesantes*, dont la production commence à 140°c, elles ne diffèrent nullement de celles que fournit la distillation du bois.

Enfin, il est à remarquer qu'on ne peut, dans aucun des produits de la distillation sèche de l'aloès succotrin, observer la présence de l'*ammoniaque* ou de l'une de ses combinaisons vo-

(1) *Ann. chim.*, t. LXVIII, p. 19.

latiles. Ce résultat négatif mérite d'autant plus d'être signalé, que jusqu'à présent l'aloès a été rangé au nombre des *corps azotés*.

Le *suc d'aloès succotrin* contient un assez grand nombre de principes étrangers à sa composition, qui rendent sa purification fort longue. L'échantillon de M. Chevallier contenait environ sur cent parties,

Aloès pur.	85,00
Ulmate de potasse.	2,00
Sulfate de chaux.	2,00
Carbonate de potasse.	traces.
Carbonate de chaux.	traces.
Phosphate de chaux.	traces.
Acide gallique.	0,25
Albumine.	8,00

Pour obtenir l'aloétine ou suc dépuré d'aloès, de l'aloès réduit en poudre fut épuisé à froid par l'eau distillée, afin que de tous les sels que le suc renferme il n'y eût d'entraînés dans la liqueur filtrée que l'ulmate de potasse et une petite quantité de sulfate de chaux et de carbonate de potasse; j'évaporai cette solution au bain-marie jusqu'à ce qu'elle eût perdu la moitié de son poids, et j'y versai un excès d'acétate de plomb neutre. Il se fit un léger précipité jaune floconneux (*a*), qui était un mélange de *gallate*, d'*ulmate* et d'*albuminate de plomb*, contenant des traces de *carbonate* et de *sulfate de plomb*.

La solution, outre le suc d'aloès, renfermait de l'acétate de potasse et de l'acétate de chaux formés par double décomposition, plus un excès d'acétate de plomb: j'y versai une quantité suffisante d'ammoniaque; l'oxyde de plomb précipité entraîna tout l'aloès contenu dans la liqueur, et forma ainsi une sorte de laque d'un jaune orangé assez pur, passant en quelques minutes au jaune verdâtre sous l'influence de la lumière solaire. Cette laque, promptement séparée et lavée avec de l'eau bouillie, fut décomposée à l'abri du contact de l'air par un courant d'hydrogène sulfuré. L'opération achevée, je vis le sulfure de plomb recouvert par une couche d'un liquide parfaitement incolore, qui, décanté avec soin et évaporé dans le vide, ne donna pas trace de cristaux et se dessécha simplement en une sorte de

vernis écailleux à peine coloré en jaune. Je me suis servi de ce produit ainsi préparé pour y rechercher la présence de l'azote et en faire l'analyse par l'oxyde de cuivre. Afin de distinguer l'aloès purifié du suc brut du commerce, j'ai cru devoir l'appeler *aloétine*.

L'*aloétine* se présente sous forme d'écailles presque incolores si l'on a opéré le plus possible à l'abri du contact de l'air, très-solubles dans l'eau et l'alcool, peu solubles dans l'éther, et complétement insolubles dans les huiles fixes ou essentielles. Par la calcination en vases clos, elle ne donne pour résidu qu'un charbon brillant et volumineux, qui disparaît complétement par l'incinération. — L'aloétine ne se colore nullement sous l'influence des sels de fer au maximum ou au minimum, et ne donne pas de précipité avec l'acétate de plomb ; elle se comporte, du reste, avec les divers réactifs, comme l'aloès succotrin.

Si l'on a opéré la dessiccation de l'aloétine au contact de l'air, les écailles que l'on obtient, au lieu d'être presque incolores, possèdent une teinte rouge très-intense due à une légère absorption d'oxygène. Sauf la différence de coloration, elle n'a subi d'ailleurs aucune modification dans ses propriétés chimiques, et c'est à peine si l'analyse de l'aloétine altérée à l'air présente des résultats différents de ceux obtenus avec l'aloétine desséchée dans le vide. On pourra donc abréger de beaucoup cette purification, en se contentant de la dessécher au bain-marie ou par l'exposition au soleil toutes les fois qu'on n'aura pas besoin d'obtenir un produit d'une pureté rigoureuse.

L'aloétine possède au plus haut degré les propriétés purgatives et le goût amer du suc d'aloès ordinaire ; pour l'emploi thérapeutique, 8 parties d'aloétine représentent 10 parties d'aloès succotrin et 50 parties d'aloès du Cap.

M. Peretti (1), outre l'acide gallique, a trouvé dans l'aloès des *résinates de chaux* et *de potasse*, dont l'ensemble constituerait, suivant lui, la *matière savonneuse* décrite par Trommsdorff (2), et de plus *trois matières colorantes* : l'une, d'un jaune vif ; l'autre, d'un jaune brun ; et la troisième d'un rouge brillant.

(1) *Note déjà citée.*

(2) *Ann. de Chim.*, t. LXVIII, p. 11.

Je ferai observer que Trommsdorff n'avait donné le nom de *principes savonneux* qu'à cette partie de l'aloès soluble à froid dans l'eau, et non aux résinates de chaux et de potasse dont parle M. Peretti. De plus, ces prétendus résinates ne sont autre chose que de l'*ulmate de potasse* mélangé d'aloès non altéré et de *carbonate de chaux*, ainsi qu'il est facile de le prouver en traitant le suc du commerce par l'acide chlorhydrique. Enfin, je crois pouvoir prouver en quelques mots que les *trois principes colorants* isolés par M. Peretti, et sur lesquels je regrette de ne pas avoir plus de détails, ne sont qu'une altération plus ou moins profonde de l'aloétine. En effet, lorsqu'on expose au contact de l'air une solution de cette substance, on lui voit prendre successivement toutes les nuances du jaune brun et du rouge pourpre. En desséchant rapidement une pareille liqueur au moment où elle a pris une nuance bistre bien caractérisée, on obtiendra une *matière colorante brune*, et si on a attendu un peu plus longtemps, on aura le *principe pourpre*. Cette dernière méthode serait plus certaine et plus avantageuse que celle dont M. Peretti a fait usage pour extraire le principe pourpre, car il est certain que si ce chimiste avait opéré sur de l'aloès purifié au moins par une simple solution dans l'eau, il n'aurait jamais pu obtenir la matière colorante rouge : en effet, lorsque la poudre d'aloès aurait été épuisée par l'eau distillée, il ne serait plus rien resté sur le filtre et l'eau de chaux serait devenue inutile.

J'ai cru qu'il serait utile de faire l'analyse élémentaire de l'*aloétine* et d'en donner la formule non comme l'expression exacte de sa composition, mais comme un symbole présentant un certain degré d'approximation, et étant surtout plus facile à retenir qu'une composition en centième.

	Théorie.	Poids de l'équivalent.	
Carbone.	27,69	450	C^6.
Hydrogène.	10,77	175	H^{14}.
Oxygène.	61,54	1000	O^{10}.
	100,00	1625	$C^6H^{14}O^{10}$.

§ VI. — On sait que le suc d'aloès est employé depuis longtemps en médecine comme purgatif, et entre dans la composi-

tion d'un grand nombre de médicaments, tels que les *pilules écossaises*, les *élixirs de Garus*, de *longue vie*, etc.

M. Braconnot (1) a remarqué que l'aloès cesse de purger lorsqu'on l'administre mêlé à de la *noix de galle* en poudre : cette propriété neutralisante que possède la noix de galle se conçoit aisément quand on se rappelle que le *tannin* précipite les infusions récentes de ce suc.

J'ai fait quelques essais dans le but de savoir si le suc d'aloès pouvait être appliqué à la teinture, et tout en confessant mon inexpérience en cette matière, je vais exposer le plus brièvement possible cette partie de mes recherches.

Je me suis servi pour ces essais d'une solution d'aloès saturée à froid et abandonnée au contact de l'air jusqu'à ce qu'elle prenne une belle *teinte pourpre*, ce qui demande un ou deux mois. On peut cependant abréger de beaucoup cette opération en ajoutant à la liqueur quelques gouttes de potasse caustique ; l'absorption est alors bien plus rapide.

Quant aux infusions récentes d'aloès, il est impossible d'en tirer parti, quelle que soit la nature des *mordants* ; non seulement les couleurs obtenues avec de pareilles solutions ne sont pas uniformément fixées sur le tissu, mais encore elles ne résistent même pas au lavage par l'eau bouillante.

La solution pourpre altérée à l'air ne donne de teintures solides que quand on a versé dans le bain bouillant une certaine quantité d'*acide nitrique*. La *laine*, et surtout la *soie*, plongées dans un pareil mélange, prennent alors des teintes aventurine ou orange pourpre très-riches qui résistent aux lavages par l'eau de savon bouillante et aux avivages.

J'espère que ces teintures pourront trouver leur application à cause du bon marché de la matière première et du peu de frais que nécessiterait son emploi : considérations qui ne sont pas à dédaigner pour ces sortes de teintures toujours livrées à bas prix par le commerce.

Je dois enfin ajouter qu'il m'a été impossible de fixer avec avantage la couleur de l'aloès sur le *fil* ou le *coton* ; les teintes

---

(1) *Ann. de Chimie*, t. LXVIII, p. 33.

produites sont ternes, pâles, et ne résistent pas au lavage à l'eau bouillante.

Lorsqu'on soumet l'*indigo* à l'action des *corps oxydants*, il donne une série de produits de dérivation fort bien définie, dont le premier terme est l'*isatine* et le dernier l'acide *picrique*. Déjà, pour l'*aloès*, M. Schunck (1) a fait connaître une foule de produits intéressants formant également une succession continue de corps contenant une proportion d'oxygène de plus en plus forte à mesure qu'on approche du dernier terme, c'est-à-dire de l'acide *chrysolépique*, si semblable à l'acide *picrique* par ses propriétés et sa composition, que plusieurs chimistes, et entre autres M. Boutin, l'avaient confondu avec ce dernier.

Curieux de savoir si on ne pourrait pas obtenir dans la *série aloétique* un terme correspondant à l'isatine, j'ai soumis l'aloès à l'action des divers corps oxydants le plus ordinairement mis en usage. Je n'ai pu malheureusement atteindre le but que je m'étais proposé, malgré le soin que j'ai pris de varier la nature et les proportions des agents employés.

J'ai employé l'acide chromique, l'acide nitrique, sans arriver au but; je me suis rencontré là avec les produits obtenus par M. Schunck, et sur lesquels, en attendant une étude plus approfondie, je puis déjà exposer les résultats suivants :

1° *L'acide chrysammique, par son contact avec l'ammoniaque, forme sans doute d'abord du bichrysammate d'ammoniaque :*

$$2(C^{15}H^{2}Az^{2}O^{13})AzH^{3}.$$

2° *Le bichrysammate d'ammoniaque est converti à froid en chrysammamate d'ammoniaque :*

$$(C^{30}H^{6}Az^{5}O^{25}), AzH^{3}.$$

3° *Le chrysammamate d'ammoniaque, à la température de l'ébullition de l'eau, perd son ammoniaque, et il reste de l'acide chrysammamique :*

$$C^{30}H^{6}Az^{5}O^{25}.$$

4° *L'acide chrysammamique, sous l'influence des acides nitrique et sulfurique très-étendus et bouillants, perd 1 équiv.*

(1) *Revue scient.*, t. VII, p. 231.

d'ammoniaque et 1 équiv. d'eau qui sont enlevés à sa propre molécule, et il reste du chrysammalide :

$$C^{28}H^{3}Az^{4}O^{24}.$$

5° *L'acide chrysammique, sous l'influence de l'acide bouillant et concentré, donne également du chrysammalide, en perdant 2 équiv. d'eau par chaque molécule double.*

6° *Quelle que soit son origine, le chrysammalide, par l'action plus ou moins prolongée de l'eau bouillante, régénère de l'acide chrysammamique.*

7° *L'acide chrysammamique, semblable en cela aux autres acides amidés, régénère à son tour de l'acide chrysammique et de l'ammoniaque, lorsqu'on le traite par les alcalis ou par les acides énergiques.*

Ces résultats devraient, malgré la grande vraisemblance qu'ils présentent, être appuyés par des analyses rigoureuses ; aussi je ne les considère que comme une sorte d'engagement que je contracte de chercher à approfondir, par la suite, ce sujet intéressant.

B. — *Acide chrysolépique.* — L'*acide chrysolépique* présente une analogie frappante avec l'acide picrique. Tous deux ont la même composition en centièmes ; tous deux forment des sels alcalins très-peu solubles, détonnant avec violence par la chaleur, et donnent enfin du *chloranil*, ainsi que l'a remarqué M. Hoffmann (1), lorsqu'on les traite par un mélange d'acide chlorhydrique et de chlorate de potasse.

C. — *Acide polychromatique et cyanil.* — M. Boutin (2), en traitant l'aloès par l'acide nitrique du commerce, a obtenu une poudre rouge presque insoluble dans l'eau, qu'elle colore cependant en pourpre, et à laquelle il a donné le nom d'acide *polychromatique*. Je me suis assuré que ce produit était un mélange d'aloès résinifié, insoluble dans l'eau bouillante, et d'acide chrysammique : en lavant, en effet, l'acide polychromatique avec de petites quantités d'éther, on enlève la partie résinifiée ; si on sature le résidu par le carbonate de potasse et

(1) *Ann. chim. phys.*, 3e série, t. XVI, p. 186.

(2) *Revue scient.*, t. I, p. 100.



qu'on dissolve dans un grand excès d'eau bouillante, on obtient, après le refroidissement, des feuillets mordorés de chrysammate de potasse.

En recueillant les produits de la distillation, M. Boutin en a isolé un liquide incolore, volatil, très-vénéneux, auquel il a donné le nom de *cyanil* et dont il n'indique pas d'ailleurs autrement la préparation. Ce corps que M. Schunck a vainement tenté d'obtenir et qui se produit très-accidentellement, n'est autre chose, si je ne me trompe, qu'un mélange, en proportions variables, d'acide formique et d'acide cyanhydrique.

J'ai toujours remarqué que les premiers produits provenant de la distillation d'un mélange d'acide nitrique et d'aloès répandaient une odeur très-sensible d'*essence d'amandes amères*, d'*acide formique* et d'*essence de reine des prés*. Lorsqu'on saturait par la litharge le liquide odorant provenant de cette opération, le parfum propre aux fleurs d'ulmaire persistait seul et se trouvait même singulièrement exalté.

Dans les derniers produits de la distillation, il se développe une odeur bien plus forte d'amandes amères, et la production de l'acide formique ainsi que celle de l'essence de reine des prés semble s'arrêter.

Dans la première action oxydante exercée par l'acide nitrique sur l'aloès du commerce, la partie la plus pure (*aloétine*) et les corps étrangers (*acide ulmique*, *ligneux*, etc.) sont attaqués simultanément; de là l'odeur d'acide formique et d'essence d'ulmaire. Dans la seconde phase de l'opération, l'aloétine est déjà convertie en acides particuliers, et il ne reste plus à attaquer que les impuretés; l'acide formique et l'essence d'ulmaire cessent alors de se produire, et il ne se dégage qu'une très-petite quantité d'acide cyanhydrique mêlé de gaz carbonique. Outre ces produits secondaires, il se forme une quantité considérable d'acide oxalique, et je ne doute pas que si un jour l'aloès est appliqué en grand à la teinture, la production de ce dernier acide ne soit mise à profit avec un grand avantage.

M. Boutin (1) a tiré un parti trop heureux de l'acide polychromatique, sous le rapport de ses propriétés tinctoriales, pour

(1) *Revue scient.*, t. I, p. 103.

que j'aie la prétention d'améliorer les procédés qu'il a suivis ; mon but est seulement de démontrer que ce chimiste a attribué à un produit complexe, d'une composition sans cesse variable, un pouvoir colorant qui n'appartenait qu'à l'*acide chrysammique*. Cette observation mérite d'autant plus d'être faite que l'on s'efforce toujours en teinture d'obtenir des matières colorantes d'une pureté parfaite, afin de produire des nuances plus nettes et plus riches. Il y aura donc maintenant un grand avantage à employer de l'acide chrysammique pur qui ne contienne pas une trace d'aloès résineux. Les nuances obtenues seront alors beaucoup plus uniformes et ne présenteront plus çà et là ces petits points noirs qu'offrent presque toujours les étoffes teintes avec l'acide polychromatique.

(*La suite au numéro prochain.*)

Sur la formation du caoutchouc comme résidu de la combustion des huiles siccatives; par L. E. Jonas, pharmacien à Eilenbourg.

L'huile de lin, exposée à une haute température, donne un résidu épais, plus ou moins brun, semblable à de la térébenthine, vulgairement nommé glu.

Si on fait subir à ce résidu une ébullition prolongée dans de l'eau acidulée par de l'acide nitrique avec la précaution de remplacer celle qui s'évapore et d'étendre toujours assez l'acide pour empêcher son action décomposante trop énergique, on obtient un corps qui se solidifie de plus en plus avec le temps et qui a, lorsqu'on le retire de l'eau, une consistance emplastique sans adhérer aux doigts. Il se fait pendant tout le temps de l'ébullition un développement de l'odeur particulière de l'acroléine (Redtenbacher), qui est, comme on sait, un produit de décomposition de la glycérine dans la distillation sèche ; cette odeur cesse d'être sensible à une basse température et lorsqu'on chauffe la masse seule après l'avoir retirée et l'avoir pétrie dans l'eau pour la débarrasser de l'acide nitrique qu'elle a pu retenir.

Ce résidu n'est pas tout à fait fusible par lui-même, mais l'essai tenté par M. Jonas, pour le fondre, lui a fait prendre une

grande élasticité et une ressemblance frappante avec le caoutchouc de l'Hevea, etc.

Son mode de préparation lui communique une couleur plus ou moins brune, il est très-agglutinatif sur les tranches de sa coupure. Il est sous forme d'une masse molle, élastique; il se ramollit davantage par l'ébullition dans l'eau, se gonfle dans l'éther qui ne contient pas d'alcool et s'y dissout plus tard lorsqu'on en ajoute de plus grandes quantités, mais non sans laisser un résidu. L'alcool le précipite de cette dissolution, et le produit ainsi obtenu se montre plus transparent en couches minces après l'évaporation de l'éther qu'il a retenu.

La dissolution de ce corps dans le carbure de soufre est émulsive; il est complétement soluble dans l'huile de térébenthine exempte de résine; après l'évaporation du véhicule de toutes ces dissolutions il reparaît avec ses propriétés primitives. Il se gonfle et se ramollit dans le pétrole sans s'y dissoudre.

Soumis à l'ébullition avec de la dissolution de potasse caustique concentrée, il diminue de volume, durcit sans colorer la liqueur ou sans s'y diviser, encore moins s'y dissoudre; toutefois, si on étend la dissolution, il s'y suspend en flocons; il se dissout avec une couleur brune dans une plus grande quantité d'eau sans former de savon : cette dissolution étendue d'eau et décomposée par de l'acide chlorhydrique reproduit un corps résineux, semblable au caoutchouc, sans séparation d'un acide gras, et la liqueur reste lactescente. Il est très-soluble dans une dissolution alcoolique de potasse caustique, et les acides l'en précipitent.

On peut rendre les étoffes imperméables en les imprégnant de ses dissolutions éthérées, puisqu'il se dessèche en couches minces à l'air.

Les huiles de noix et d'œillette fournissent ce même corps comme l'huile de lin et dans les mêmes circonstances; l'auteur croit, en raison de ses propriétés, pouvoir lui donner le nom de *caoutchouc des huiles*. La quantité qu'on en obtient avec ces différentes huiles, est dans un rapport exact avec la propriété qu'elles possèdent d'être plus ou moins siccatives; ainsi, les huiles de noix et de lin en donnent au moins huit à dix fois autant que l'huile d'œillette. (*Arch. der Ph.*, mai 1846, p. 159.)

De l'action du ferrocyanure de potassium sur le tartrate et le citrate de fer, et de l'acide tartrique, simultanément avec l'ammoniaque, sur le bleu de Prusse.

Par M. Ch. Calloud.

Le ferrocyanure de potassium, dont l'action sur tous les sels de fer à acides minéraux est si bien connue et si bien caractérisée, présente, dans son contact avec quelques sels de fer à acides organiques, des différences d'action qui se modifient suivant l'état de neutralité de ces sels, en donnant des produits qui ne paraissent pas être isomères avec ceux des sels de fer inorganiques. En examinant l'action du ferrocyanure de potassium sur le tartrate et le citrate de fer, on peut observer quelques réactions remarquables qui ne sont pas communes à tous les sels de fer, et dont je ne sache pas qu'il ait été encore fait mention.

Le tartrate neutre de fer, comme le citrate neutre, précipite par les ferrocyanures alcalins comme tous les autres persels de fer, mais le précipité formé n'a pas toutes les apparences du bleu de Prusse ordinaire, et sa couleur est souvent très-modifiée, sans que cela provienne de l'excès d'un des sels réagissants.

Le tartrate de fer avec excès d'acide tartrique, au contraire, ne précipite pas par la solution de ferrocyanure de potassium, et la *liqueur* devient immédiatement *bleue* en restant limpide. Au bout d'un temps très-prolongé, il se fait un léger précipité, qui n'est point dense comme le bleu de Prusse; la liqueur reste néanmoins *claire* et *bleue*.

Évaporée à siccité, cette liqueur *bleue*, obtenue du mélange de la solution de tartrate de fer à *excès d'acide tartrique* et de ferrocyanure, ne change pas de propriétés; elle se concentre par la chaleur sans se décomposer; le produit de l'évaporation reste d'un beau *bleu foncé* et se redissout dans l'eau.

L'ammoniaque *détruit* la couleur bleue de la réaction ci-dessus.

Cette décoloration effectuée par l'ammoniaque sur le *bleu soluble* (du tartrate acide de fer et cyanoferrure) s'explique par

la formation immédiate de tartrate double de fer et d'ammoniaque, lequel, comme on le sait déjà pour les autres tartrates doubles de fer et d'alcalis, est sans action sur le cyanure double de fer et de potassium.

Le citrate de peroxyde de fer avec excès d'acide citrique et le ferrocyanure de potassium forment le *bleu soluble* également décomposable par l'ammoniaque.

Je n'ai essayé l'action du ferrocyanure de potassium que sur ces deux sels, mais il est probable qu'elle intéresse également toute la série des sels de fer à acides organiques.

Le bleu de Prusse, précipité d'un sel de fer peroxydé (sulfate, azotate ou chlorure) n'est pas dissous par l'acide tartrique seul et n'en est nullement modifié; mais en y ajoutant après de l'ammoniaque, de *bleu* il devient blanc, en présentant des phases de coloration suivant la quantité d'ammoniaque additionnée. Ainsi il devient : *violet pourpre*, *améthyste*, *rose*, *rose pâle*, puis *blanc*. Ce *précipité blanc* redevient *bleu* par l'addition d'une nouvelle quantité d'acide tartrique et repasse au *blanc* par l'ammoniaque.

Exposé à l'air et sous l'eau, il reste *blanc* et redevient *bleu* par la dessiccation.

Le point intéressant de cette réaction c'est qu'elle est tout autre suivant qu'on verse sur le bleu de Prusse une solution de tartrate d'ammoniaque tout fait, ou de l'acide tartrique, puis de l'ammoniaque en dernier lieu. Dans le premier cas, le bleu de Prusse se dissout et la dissolution est d'une magnifique couleur *violette;* dans le second, le bleu de Prusse précipité ne se dissout pas, et de *bleu* devient aussitôt *blanc*.

Le sel végétal modifie également le bleu de Prusse, mais il n'en change totalement la couleur qu'employé avec excès.

Le tartrate d'ammoniaque, comme l'a annoncé le premier M. Monthiers, jouit de la propriété de dissoudre le bleu de Prusse. C'est un fait que j'avais déjà personnellement reconnu et dont j'avais pris note en me proposant de l'examiner ultérieurement.

Analyse de graviers existants dans les reins d'un homme mort d'albuminurie.

Par I. Girardin, de Rouen, correspondant de l'Institut.

Au commencement de cette année, mon ami le docteur Blanche, médecin en chef de l'hospice général de Rouen, m'envoya l'un des reins d'un malade qui venait de succomber à une albuminurie. Ce rein avait un volume anormal; coupé par le milieu, il présenta dans son tissu, singulièrement tuméfié et criblé de cavités plus ou moins profondes, un nombre immense de petits graviers. Le docteur Blanche, surpris de l'abondance de ce sédiment granuleux, désira en connaître la nature. Voici les résultats de l'examen analytique auquel je le soumis :

Les graviers, qui composent ce sédiment, ont une couleur jaunâtre de café au lait ; ils sont libres, de toutes grosseurs, depuis celle d'une tête d'épingle jusqu'à celle d'un gros pois. J'en ai extrait du rein plus de 15 grammes, mais il en restait encore beaucoup dans le tissu même de cet organe.

Ces graviers sont amorphes, non cristallins ; presque tous, et notamment les plus volumineux, offrent une teinte plus foncée dans leur intérieur.

Je les ai lavés à plusieurs reprises avec de l'eau distillée. Cette eau s'est chargée de matière colorante du sang et d'une proportion considérable d'albumine, avec des traces de chlorure, de sulfate et de phosphate alcalin, de sels de chaux et de magnésie.

Les calculs, bien lavés avec l'eau distillée, n'ont rien cédé à l'eau à $+60°$, et même à l'eau bouillante.

En faisant bouillir avec un mélange d'alcool et d'éther, j'en ai extrait une très-petite quantité d'une matière grasse saponifiable et d'une matière grasse micacée rougissant par l'acide sulfurique (cholestérine).

Calcinés dans une capsule de platine, les graviers se charbonnent, exhalent l'odeur des substances azotées, avec quelque chose de cyanique, et le charbon brûle sans résidu.

Traités avec la potasse caustique, ils ne dégagent aucune trace d'ammoniaque. Ils se dissolvent avec effervescence dans l'acide

azotique, et la liqueur, évaporée à une douce chaleur, donne un résidu qui prend une belle couleur rouge purpurine.

Ils se dissolvent complétement dans l'eau alcalisée par la potasse; la dissolution fournit avec les acides un précipité blanc très-abondant qui consiste en acide urique pur.

En résumé, les graviers recueillis dans le rein du malade mort d'albuminurie, sont formés d'acide urique pur, souillé d'un peu de matière grasse, de cholestérine, de matière colorante du sang et d'une grande proportion d'albumine.

Bruxelles, 7 août 1846.

Monsieur le Rédacteur,

Dans le cahier de juillet dernier de votre estimable journal, à propos de l'influence toxique des papiers de tenture de couleur verte, vous rapportez un article de la *Gazette médicale*, où il est dit : « Qu'il y a lieu de penser que cette odeur repoussante, » qu'on n'a observée que dans les chambres tapissées de papier » vert, doit être attribuée aux émanations de l'arsenic, probablement combiné à une matière organique, et non vaporisé à » l'état d'hydrogène arséniqué; car ce gaz, quoique très-délétère, est sans odeur. » Je pense qu'il faut admettre qu'il existe un arséniure d'hydrogène gazeux *odorant*, autre par conséquent que le gaz hydrogène arséniqué ordinaire ou arséniure trihydrique; et voilà l'observation sur laquelle je base mon opinion. Si on laisse séjourner dans des flacons pleins d'eau et bouchés, de l'arsenic distillé, au bout de quelques jours on remarque, en ouvrant le flacon, qu'il s'en exhale une odeur alliacée repoussante, tout à fait analogue à celle qui règne dans les salles humides tapissées de papier vert. Cette odeur ne peut s'expliquer qu'en admettant que l'eau est décomposée, et qu'il se produit entre l'arsenic et l'hydrogène une combinaison gazeuse. Peut-être est-ce l'arséniure trihydrique chargé de vapeurs d'arsenic? Dans tous les cas, il est probable que ce doit être un gaz plus arséniqué que l'arséniure trihydrique, puisque celui-ci est inodore, et que la vapeur d'arsenic est odorante à un haut degré. De toute manière, il est fort probable que l'odeur ne

peut être attribuée à une combinaison oxygénée de l'arsenic, puisque tous ces composés sont solides et inodores.

J'aurais fait quelques recherches expérimentales sur ce sujet, si je n'avais craint l'inspiration des vapeurs si délétères de l'arséniure trihydrique. En terminant, je ferai remarquer que l'eau qui a séjourné sur de l'arsenic métallique acquiert des propriétés toxiques. Il se forme très-probablement de l'acide arsénieux, et l'hydrogène de l'eau à l'état naissant doit nécessairement se combiner à l'arsenic.

Veuillez agréer, etc. LOUYET.

Emploi du chlore et des acides chlorhydrique et sulfurique pour la conservation des sangsues.

M. Roder, pharmacien à Lenzbourg, avait vu, dans le cours de l'été de 1845, un grand nombre de ses sangsues périr par une épidémie : tous les soins, tous les moyens préservatifs connus, tels que le charbon, le miel, le sucre, etc., avaient échoué. Il eut alors recours au chlore ; à 48 onces d'eau, il ajouta 3, 4, 5 gouttes au plus de chlore liquide ; il y mit les sangsues et les y laissa 10 à 15 minutes, puis il jeta cette eau et la remplaça par de l'eau pure ; ce traitement sauva les sangsues sans qu'il fût nécessaire de le renouveler. On atteindrait probablement le même but par l'addition de quelques gouttes d'acide chlorhydrique pour neutraliser l'ammoniaque qui a pu se développer et qui est, comme chacun sait, un poison très-dangereux pour les sangsues ; en effet elles se conservent très-bien dans l'eau acidule des terrains tourbeux qui contient une petite quantité d'acide crénique et peut-être aussi d'acide acétique. L'emploi de l'acide sulfurique ordinaire et très-étendu (5 à 6 gouttes pour 12 onces d'eau) a également réussi dans un autre cas d'épidémie de sangsues. L'eau acidule a été comme plus haut remplacée par de l'eau pure et toute trace de maladie a complétement disparu. (*Repertorium für die Pharmacie*, vol. XLII, cah. 3, page 367 et *Archiv der Pharmacie*, avril 1846, page 52.)

Pharmacie.

Moyen de doser la pureté des iodures de potassium du commerce; par M. Berthet.

Le grand usage de l'iodure de potassium en médecine, son prix très-élevé, ont conduit peu à peu à y mêler plusieurs autres sels de moindre valeur, tels que sulfates, chlorures et bromures.

La lenteur d'une analyse chimique qui repose sur des pesées et l'obligation où l'on était d'y avoir recours pour reconnaître la fraude faisaient que le plus souvent elle passait inaperçue.

J'ai cherché un moyen qui fût très-prompt et en même temps exact pour le dosage de cet iodure, et je me suis arrêté à la réaction si nette d'un iodate alcalin sur cet iodure, en présence d'un acide. On sait, en effet, qu'il y a, dans ce cas, décomposition des deux sels et précipitation de tout l'iode.

Pour point de départ de mes expériences, j'ai pris l'iodate de soude; car de tous c'est le plus soluble, et il s'obtient facilement d'une grande pureté. M. Millon, en effet, dans l'étude qu'il a faite des iodates, a signalé ce caractère de grande solubilité, et a montré que, chauffé de 140 à 150 degrés, cet iodate perdait toute l'eau qu'il pouvait contenir, et qu'il se représentait alors par des équivalents égaux d'acide et de base.

L'iodure de potassium a été préparé en formant du tri-iodate de potasse, saturant ce sel par du carbonate de potasse pur, en laissant toutefois un léger excès d'acide, et calcinant ensuite.

Mes sels étant obtenus, j'ai voulu établir dans quelles limites s'opérait la réaction; pour cela, j'ai pesé exactement une quantité indéterminée de chacun de mes sels, je les ai fait dissoudre dans une quantité d'eau aussi indéterminée; je prenais le poids de mes flacons vides et pleins, et j'avais ainsi le poids total des liquides qui y étaient contenus. Pour faire mon expérience, je prenais un poids quelconque, mais exact, de la solution d'iodure, et j'y ajoutais peu à peu la solution acide d'iodate; je notais la quantité employée pour arriver au terme de l'opération, et par une simple proportion j'avais le poids réel de chacun de mes sels.

Cette manière d'opérer devait nécessairement m'amener à une grande exactitude; car, agissant toujours avec des quantités de liqueurs différentes, je ne pouvais plus me laisser guider par la quantité de solution d'iodate de la précédente expérience, mais seulement par les caractères mêmes de la réaction, et arriver ainsi aux véritables relations numériques.

Voici, du reste, ce qu'on observe lorsqu'on fait dissoudre de l'iodate de soude dans de l'eau faiblement acidulée par de l'acide sulfurique, et qu'on vient à verser quelques gouttes de cette solution dans de l'iodure de potassium; il se forme à l'instant un précipité qui se redissout par l'agitation en colorant la liqueur; une nouvelle addition d'iodate amène le même précipité, qui se redissout aussi; la liqueur, qui devient toujours de plus en plus colorée par l'iodure iodure qui se forme, reste pourtant d'une limpidité remarquable; il arrive néanmoins un instant où une goutte d'iodate donne un faible louche qui ne disparaît plus par l'agitation; ce trouble augmente peu à peu à mesure que l'on verse de la solution d'iodate; il y a précipitation abondante; la liqueur devient noirâtre, au point qu'il est difficile d'apercevoir si l'iodate réagit encore.

L'iode prend naissance dans un grand état de division, et reste en suspension fort longtemps; cet inconvénient empêchait de savoir si, dans le liquide surnageant le précipité d'iode, il restait encore de l'iodure indécomposé. Pour y obvier, je fais la précipitation dans un ballon, je fais bouillir quelques minutes, tout l'iode déposé se volatilise, la liqueur devient tout à fait incolore, et par une addition mesurée de quelques gouttes d'iodate, on arrive à obtenir une liqueur qui ne se colore plus; à cet instant, il ne reste plus d'iodure, tout a été décomposé, on ne retrouve plus que de la potasse et de la soude unies à l'acide sulfurique employé pour aiguiser l'iodate.

On voit que dans la précipitation il y a deux moments à observer, le premier lorsque la liqueur, qui est d'une limpidité parfaite, quoique colorée, devient tout à coup trouble et d'une couleur brunâtre; le second lorsque la liqueur ne se colore plus par l'addition d'une goutte d'iodate.

Plusieurs expériences ont montré dans quels rapports se fai-

sait la décomposition dans ces deux moments Je citerai seulement quelques chiffres.

Pour arriver à une décoloration complète de la solution d'iodure de potassium, j'ai employé en iodate p. c. d'iodure :

23,81		
23,89		
23,88	Moyenne,	23,87.
23,89		
23,86		
23,90		

Le calcul donne 23,875.

Pour déterminer le trouble de la liqueur, j'ai obtenu :

11,81		
11,75		
11,38	Moyenne,	11,55.
11,46		
11,45		
11,46		

Ces données expliquent toutes les phases de la réaction. Quand on verse de l'iodate dans l'iodure, il se produit de l'iode qui se redissout dans l'iodure non attaqué, et il forme ainsi un iodure bi-ioduré ; il arrive un moment où l'iode ne peut plus se dissoudre et tend alors à se précipiter, c'est ce qui trouble la liqueur ; on trouve que, pour arriver à ce point, il a fallu un peu moins d'un équivalent d'iodate pour dix équivalents d'iodure, et que l'on est presque à moitié de la décomposition réelle.

Plus tard, quand la précipitation est complète, on a un rapport des plus simples d'équivalent à équivalent, c'est-à-dire que pour cinq équivalents d'iodure il faut un équivalent d'iodate.

L'équation, du reste, est facile à établir : l'acide iodique cède son oxygène au potassium de l'iodure, et l'iode des deux sels se sépare :

$$IO^5,NaO+5IK+6SO^3=SO^3,NaO+5SO^3KO+6I.$$

Tous les résultats numériques de la réaction n'ont éprouvé aucune variation sensible par des mélanges de sulfates, de chlorures, de bromure, même dans des proportions de 30 à 40 pour 100.

Le bromure de potassium seul ne donne, avec la solution d'iodate, aucun précipité, mais seulement une colaration jaune très-faible, qui est bien loin de celle d'un iodure ioduré.

Un cas extrêmement rare pourrait se présenter, c'est la présence dans un iodure de potassium de quelques sels sulfurés, tels que sulfures, hyposulfites. On reconnaîtra immédiatement la moindre trace de ces sels aux premières gouttes de solution d'iodate de soude ajouté dans la solution d'un pareil iodure. Dans ce cas, en effet, au lieu d'un précipité d'iode qui se redissout à l'instant, et qui est suivi de la coloration d'un iodure ioduré, on obtient une liqueur trouble, d'un blanc laiteux, produit par un dépôt de soufre qui se forme abondamment.

Afin de rendre plus facile l'usage de ce procédé iodométrique, j'ai composé mes liqueurs de telle sorte qu'on puisse se servir des instruments si précis que M. Gay-Lussac a donnés pour l'essai des soudes et potasses, et que l'on trouve dans tous les laboratoires.

Une éprouvette graduée de 500 cent. cubes;

Une pipette contenant 100 cent. cubes;

La burette alcalimétrique, divisée en demi-centimètres cubes, et un petit ballon de 200 grammes environ, à goulot un peu large: tels sont les instruments pour opérer.

La liqueur normale d'iodate de soude est ainsi faite :

Iodate de soude très pur.	4,780 gr.
Acide sulfurique pur.	15 gr.
Eau distillée, quantité suffisante pour avoir. .	1000 gr. liqueur.

50 centimètres cubes de cette liqueur, ou 100 divisions de la burette alcalimétrique détruisent complétement une pipette de 100 cent. cubes de solution d'iodure de potassium faite dans la proportion de 5 gr. d'iodure pour 500 cent. cubes de dissolution.

Il suit de là que cette pipette représente exactement 1 gr. d'iodure réel, et qu'elle exige en liqueur normale 100 divisions. Chaque division employée en moins accusera 1 pour 100 de matières étrangères, et chaque goutte sensiblement 2 millièmes, et l'on peut facilement apprécier une goutte.

Chaque division de la burette détruisant une quantité fixe d'iodure de potassium, c'est-à-dire 1 centigramme, il sera toujours facile, une solution d'iodure étant donnée, de savoir la quantité réelle d'iode par le nombre de divisions employées pour arriver à la décomposition complète.

Voici, du reste, comment on opère: après avoir pesé 5 gr. de l'iodure à analyser, on le dissout avec grand soin dans l'éprouvette, de manière à avoir 500 cent. cubes liquide; on en prend une pipette que l'on porte dans un petit ballon de 200 gr. environ. Tenant le ballon d'une main, on verse de l'autre et peu à peu la liqueur normale dont on a rempli la burette; à chaque goutte qui tombe, il faut agiter pour redissoudre le précipité; lorsque la transparence qui s'est maintenue d'abord cesse, et qu'il y a un louche évident, on lit le nombre de divisions employées; et comme l'expérience a appris qu'à ce moment on était presque à moitié de la décomposition, on ajoute de suite et sans tâtonner un nombre de divisions égal à celui employé pour arriver au trouble de la liqueur; on agite un peu pour éviter que l'iode qui se précipite alors en quantité ne se prenne en masse, et on porte son ballon sur un petit fourneau ou sur une lampe à esprit-de-vin. Après deux ou trois minutes d'ébullition, l'iode a été expulsé, le liquide est incolore, et comme on se trouve sur la limite de la réaction, on ajoute alors une goutte de solution normale qui ne donne plus de précipité, mais seulement une coloration qui disparaît bien vite en reportant le ballon sur le feu; on ajoute aussi avec précaution chaque goutte jusqu'à ce qu'il n'y ait plus qu'une très-faible coloration jaune qui est le dernier terme de la décomposition.

A ce moment, une dernière goutte de liqueur normale laisse la liqueur tout à fait incolore : c'est que tout l'iodure a été décomposé, l'iode a été volatilisé, il ne reste plus dans le ballon que du sulfate de soude et de potasse, plus la goutte d'iodate qu'on a ajoutée en dernier lieu, et qu'on peut rendre évidente en versant un peu de solution d'iodure; cette dernière goutte, du reste, doit être retranchée de la quantité de liqueur normale employée.

Plusieurs iodures du commerce ont été analysés par ce moyen iodométrique, et je n'ai pas tardé à reconnaître qu'il existait une grande différence dans leur pureté. Quelques-uns, malgré leur aspect physique très-beau, la forme cubique effleurie de leurs cristaux, n'acusent guère que 90 p. 100 d'iodure réel. Celui qui m'a paru le plus pur de tous est un iodure en petites lames transparentes, très-blanc, que je dois à l'obligeance de M. Ques-

neville, et qui provenait de sa fabrication courante. Cet iodure marque 99 pour 100; c'est dire qu'il est presque chimiquement pur.

Dans le cas où l'on ne voudrait que des données approximatives, mais dans un temps très-court, on pourrait très-bien utiliser le premier moment de la réaction, et prendre comme point de comparaison le trouble de la liqueur. On agirait alors dans un verre à expérience ordinaire, où la nuance se ferait mieux sentir que dans un ballon.

Une pipette de la solution d'iodure ci-dessus représentant 1 gr. d'iodure exige, pour être troublée, 48 divisions de la burette; chaque division qu'il faudrait en moins accuserait près de 2 p. 100 de matières étrangères, et chaque goutte sensiblement 1/2 p. 100.

Il est inévitable, dans un point aussi difficile que celui d'une nuance à saisir, de ne pas avoir des variations de 1 à 2 p. 100, ce qui rend le moyen moins exact que le premier, qui peut accuser jusqu'à des millièmes.

Voici, du reste, un petit tableau où l'on trouvera de suite combien pour cent représente chaque division de la burette employée pour amener le trouble dans la liqueur.

48	divisions	=	100	iodures.
47	—	=	97,91	—
46	—	=	95,83	—
45	—	=	93,75	—
44	—	=	91,66	—
43	—	=	89,58	—
42	—	=	87,50	—
41	—	=	85,41	—
40	—	=	83,33	—
39	—	=	81,25	—
38	—	=	77,16	—
37	—	=	77,08	—
36	—	=	75	p. c.

Examen d'un Castoreum de Sibérie; par Fr. Müller.

M. Müller préparait il y a quelque temps la teinture officinale de castoreum d'après la pharmacopée prussienne avec une once

de castoréum de Sibérie et six onces d'alcool. Il fut surpris de la grande quantité du résidu insoluble et de son aspect terreux, et soupçonna une falsification; il crut donc devoir examiner avec soin la composition de ce castoréum.

Il avait été acheté pour du bon castoréum de Sibérie, et d'après son aspect extérieur il pouvait passer pour tel; il avait une pesanteur spécifique considérable = 1,515; il était d'une texture compacte; il présentait à l'extérieur seulement et en plusieurs endroits des membranes minces qui ne s'étendaient pas jusque dans l'intérieur; il avait une couleur noir-brun foncé s'éclaircissant vers la partie interne, et présentait tout à fait au centre un noyau gris jaunâtre. Il avait une odeur et une saveur très-prononcées de bon castoréum.

L'examen chimique a donné pour résultat en 100 parties :

45,833	de résine et huile essentielle dissoutes par l'alcool.
2,256	de résine molle dissoute par l'éther.
40,646	de carbonate de chaux.
1,800	de parties gommeuses extraites par l'eau
8,125	de tissu cellulaire.
1,340	de perte.
100,000	

Les données des chimistes sur la proportion de carbonate de chaux dans les deux sortes de castoréum diffèrent à ce point qu'elles ne peuvent pas servir pour juger de leur pureté; quelques-uns admettent une plus grande quantité de ce sel dans le castoréum de Sibérie que dans celui de Canada; d'autres émettent une opinion toute contraire. Le degré de siccité est sans contredit un élément de jugement très-important pour apprécier la pureté du castoréum; celui qui a été traité par M. Müller, et dans lequel la proportion de carbonate de chaux dépassait la plupart des données des chimistes, était très-sec et très-dur au point de se laisser facilement réduire en poudre; sa couleur, sa forme et son odeur ne permettaient pas du tout de le confondre avec du castoréum de Canada; toutefois l'énorme proportion de carbonate de chaux et la petite quantité de tissu cellulaire le distinguaient aussi du castoréum de Sibérie ordinaire. Vraisemblablement si les substances organiques avaient disparu pour la plupart, c'était par suite d'un état pathologique, et elles avaient été remplacées

par du carbonate de chaux; on voit souvent ce fait se reproduire dans les sécrétions morbides de l'organisme animal.

Ce travail fait voir les différences que présente quelquefois la composition de certains médicaments, et qui sont une des causes du peu d'accord entre les résultats des divers chimistes. (*Archiv der Pharmacie*, mai 1846, p. 149.)

Note sur la préparation du valérianate de zinc;

Par M. J. Lefort, de Gannat.

Il est parfaitement démontré maintenant depuis les nombreux travaux entrepris pour arriver à un mode de préparation économique du valérianate de zinc, que l'acide valérianique est le produit d'oxydation de l'essence de valériane.

M. Gerhardt s'était déjà aperçu que l'essence de valériane, exposée à l'air, donnait de l'acide valérianique.

C'est sur cette dernière observation qu'est basé le nouveau procédé indiqué par M. Brun-Buisson, pour obtenir le valérianate de zinc en assez grande quantité. Ce chimiste a remarqué qu'en exposant à l'air pendant un mois de l'eau distillée de valériane, l'on obtenait 15 grammes de valérianate de zinc avec un kilog. de racine de valériane.

J'ai eu l'occasion de répéter ce procédé à plusieurs reprises différentes, et je suis arrivé à quelques grammes près au même résultat que M. Brun-Buisson.

J'ai recherché s'il ne serait pas possible d'arriver à une oxydation beaucoup plus rapide que celle provenant de l'air. Voici le procédé auquel je me suis arrêté comme m'ayant le mieux réussi.

Pr.	Racine de valériane.	1 k°.
	Eau.	5 k°.
	Acide sulfurique.	100 grammes.
	Bichromate de potasse (1).	60 grammes.

---

(1) L'emploi du bichromate de potasse comme agent d'oxydation doit être préféré au peroxyde de manganèse. J'ai remarqué que, sous l'influence de l'acide sulfurique, de la chaleur et d'une matière organique, le bichromate de potasse cédait mieux son oxygène que le peroxyde de manganèse.

Je fais macérer pendant vingt-quatre heures environ la valériane grossièrement pulvérisée, l'eau, l'acide sulfurique et le bichromate de potasse dans la cucurbite d'un alambic; puis je distille. Je reverse dans la cucurbite le premier quart de l'eau qui a distillé comme contenant encore une notable quantité d'essence de valériane. Je continue la distillation jusqu'à ce que la liqueur ne réagisse plus sur le papier de tournesol.

Le produit de la distillation est ensuite mis dans une capsule de porcelaine ou un matras en verre avec un excès d'hydrocarbonate de zinc privé d'oxyde de fer. Je laisse digérer pendant deux ou trois heures sur un bain de sable chauffé à 90 degrés.

La liqueur filtrée à chaud est évaporée à feu nu jusqu'à ce qu'il ne reste plus qu'un demi-litre de liquide; je continue l'évaporation jusqu'à siccité sur des assiettes et à la chaleur de l'étuve.

Par ce procédé, j'ai obtenu à trois reprises différentes, 17, 18 et 18 grammes 1/2 de valérianate de zinc pour 1 kilog. de racine.

Il est important, lorsqu'on voudra faire servir la racine de valériane à la préparation du valérianate de zinc, d'employer de la racine fraîchement séchée; j'ai trouvé des différences notables dans le rendement du valérianate de zinc en me servant de racine ancienne ou de racine séchée depuis peu de temps.

Il est même probable que la racine de valériane ne contient pas toujours la même quantité d'essence à toutes les époques de l'année; l'on n'ignore pas que les feuilles de laurier-cerise donnent des quantités d'acide cyanhydrique variable avec les époques de l'année.

LEFORT.

Préparation de la résine de jalap; par E. SOUBEIRAN.

On sait que quatre procédés différents ont été donnés pour la préparation de la résine de jalap. Le Codex fait épuiser la racine par l'alcool à 80 c.; il fait distiller, puis il fait laver et sécher la résine qui forme le résidu de la distillation.

On a proposé de traiter le jalap par de l'alcool à 56 c., en suivant d'ailleurs le mode opératoire du Codex. Il semble que les deux procédés devraient donner un résultat définitif semblable,

toute la résine devant être dissoute également, et le lavage devant séparer les matières extractives qui ont été entraînées en plus grande quantité par l'alcool affaibli. Il n'en est rien cependant, et quand on remplace l'alcool à 80 c. par l'alcool à 56 c., le produit se trouve diminué. J'ai eu à subir dans ce cas une perte de 1/7. Il y a donc avantage à s'en tenir à la prescription du Codex.

M. Planche a décrit un procédé qui consiste à épuiser le jalap par des macérations dans l'eau froide et à le piler ensuite dans un mortier; la résine s'attache au pilon; elle est beaucoup moins colorée que par le procédé ordinaire. Ce procédé ne peut s'appliquer qu'à de petites quantités de racine, il est inexécutable sur des masses un peu fortes; en tout cas, il ne donne que fort peu de produit. C'est sans doute ce qui a donné à M. Nativelle l'idée de le modifier, tout en profitant de l'idée ingénieuse qu'avait eue M. Planche de se débarrasser par l'eau des matières extractives avant de dissoudre la résine par l'alcool; M. Nativelle, après avoir épuisé le jalap par des décoctions dans l'eau bouillante, le traite par de l'alcool à 65 c., et blanchit les teintures alcooliques au moyen du charbon. On obtient alors une résine très-peu colorée et qui paraît même tout à fait blanche quand elle a été mise en poudre; mais le grand inconvénient ici encore est la perte d'une forte proportion de résine. Le même jalap qui m'avait donné 100 de résine par le procédé du Codex n'en a fourni que 64 par le procédé de M. Nativelle. Deux causes peuvent concourir à ce résultat, la force de l'alcool employé et l'influence du charbon, qui retient, comme on sait, un assez grand nombre de substances organiques. C'est surtout au charbon animal qu'il faut rapporter la diminution dans la proportion de résine obtenue, car ayant préparé celle-ci sans l'entremise du charbon, sa quantité s'est élevée à 75.

On voit que le procédé le plus avantageux est encore celui du Codex. Ce procédé est fort simple, et peut être mis en exécution dans toutes les pharmacies. Je ne saurais trop engager les pharmaciens à s'en servir et à préparer eux-mêmes la résine de jalap, car cette résine n'a pas des caractères tellement tranchés que l'on puisse espérer de reconnaître aisément celle qui aurait été falsifiée.

Nouvelle observation de combustion spontanée du résidu des plantes narcotiques provenant de la préparation du baume tranquille; **par BOISSENOT, pharmacien à Châlon-sur-Saône.**

Dans une note publiée dans le Journal de pharmacie (année 1845, tome 8, page 133), j'avais cru devoir attribuer à l'électricité atmosphérique la combustion spontanée du résidu des solanées employées à la préparation du baume tranquille; le même phénomène vient encore de se représenter avec des circonstances atmosphériques autres, dans une opération conduite avec les mêmes soins que celle de l'année dernière, c'est-à-dire, que la coction des plantes a été ménagée, et arrêtée lorsque la température du liquide huileux eut atteint 110° centig. et que les vapeurs aqueuses eurent disparu; le tout fut jeté sur une toile et abandonné comme précédemment. Deux heures après, la température du résidu au lieu de diminuer augmenta au point qu'il fut impossible d'y mettre la main, et qu'un thermomètre ordinaire s'éleva rapidement à 150°. Bientôt des vapeurs blanches légères s'en dégagèrent et augmentèrent d'intensité en répandant l'odeur particulière des huiles végétales soumises à l'action d'une haute température; ces vapeurs s'enflammèrent à l'approche d'une bougie allumée, enfin l'intérieur de la masse se carbonisa et devint incandescente au contact de l'air. Comme la température ambiante n'était qu'à 18°, que le temps était calme, l'on ne peut expliquer cette nouvelle combustion spontanée que par la réaction des éléments de l'huile sur la matière ligneuse des plantes, en présence de l'oxygène de l'air et peut-être d'une petite quantité d'eau qu'elles n'ont pu abandonner.

Quoi qu'il en soit, je ne viens présenter ce nouveau fait que pour prémunir les pharmaciens contre les dangers qu'il y aurait à abandonner dans leurs laboratoires des masses de résidus semblables.

Note sur diverses préparations de haschich; par M. Louradour.

J'ai l'honneur de présenter à la Société de pharmacie plusieurs préparations de *haschich* (cannabis indica) qui me sont parvenues tout récemment. Ces préparations sont au nombre de trois.

1° La poudre de *haschich*, composée tout simplement des feuilles et des fleurs de la plante desséchées et broyées le plus finement possible. Cette poudre est d'un vert jaunâtre un peu foncé, exhale une odeur très-forte et très-prononcée qui se rapproche beaucoup de l'odeur du chanvre à l'époque de sa floraison; elle est complétement insipide. D'après l'intensité de son odeur, on serait tenté de croire *à priori* que ses effets doivent être très-marqués; c'est une erreur. Les feuilles et les sommités du haschich qui sont douées, lorsqu'elles sont encore fraîches, ou du moins nouvelles, des propriétés les plus énergiques, semblent perdre en entier ces propriétés en se desséchant. Autant la poudre que nous présentons ici est active quand elle est récente, autant elle est inerte lorsqu'elle date d'un certain temps déjà. Elle constitue la forme sous laquelle on fume le haschich. D'après les observations des médecins qui ont habité l'Orient, les effets seraient difficiles à obtenir par la pipe, et beaucoup plus faciles à produire avec le narghilé; ce qui prouve comme l'a fait remarquer M. Aubert-Roche, que le feu ne détruit pas et que l'eau ne dissout pas le principe actif de la plante. Quoiqu'elle ne soit pas ancienne et qu'elle ait été conservée avec le plus grand soin à l'abri du contact de l'air et de la lumière, la poudre que nous présentons ici n'a pu produire aucun effet, étant fumée dans une pipe, soit pure, soit mélangée avec un quart de tabac turc.

2° La seconde forme est l'*extrait gras* qui se prépare en faisant bouillir les feuilles et les fleurs de la plante fraîche avec de l'eau à laquelle on ajoute une certaine quantité de beurre frais. Le tout étant réduit par évaporation, à la consistance d'un sirop, on passe à travers un linge. On obtient ainsi le beurre chargé du principe actif et fortement coloré en vert. Lorsqu'il est frais, cet extrait, que les Arabes appellent *extrait gras*, exhale une

odeur particulière forte que l'on ne peut guère comparer à aucune odeur connue, et qui se retrouve dans toutes les préparations dont il forme la base ; c'est pour éviter cette odeur particulière, assez nauséabonde lorsque l'on a pris plusieurs fois du haschich, que les Orientaux aromatisent leurs préparations avec de grandes quantités d'essence de rose ou de jasmin. Au goût, il ne présente, lorsqu'il est frais, qu'une saveur de beurre très-légèrement rance. Nous avons eu entre les mains cet extrait préparé depuis plusieurs années, et auquel nous avons trouvé une odeur tirant un peu sur celle du fromage de Roquefort, et une saveur rappelant jusqu'à un certain point celle de la noisette.

L'extrait se prend à la dose de 3 à 4 grammes dans une tasse de café noir. Dans les expériences qu'il a tentées à Bicêtre dans le traitement de l'aliénation mentale, un médecin distingué de cet hôpital, M. Moreau (de Tours), l'a administré jusqu'à la dose de 16 grammes sans qu'il en soit résulté aucun accident. Un de nos collègues associés, M. le docteur Foucart, qui l'a expérimenté plusieurs fois sur lui-même, croit avoir remarqué que les effets de l'extrait pur sont un peu moins prompts à se développer que ceux des autres préparations ; ce qui tient peut-être à ce que la digestion des matières grasses, et par suite l'absorption, est moins rapide que celle des autres préparations.

3° Enfin la troisième préparation que j'ai l'honneur de présenter à la Société est celle qui est connue sous le nom de *dawamesk*, et qui est composée d'une certaine quantité d'extrait gras mélangé intimement avec des pistaches, de la farine d'amandes douces et du sucre. Le dawamesk, assez agréable au goût, se prend à la dose de 30 grammes, soit dissous dans une tasse de café à l'eau, soit en nature et sans aucune préparation. Les effets plus ou moins rapides suivant les tempéraments, se manifestent ordinairement au bout d'une demi-heure, une heure ou une heure et demie après l'ingestion de la substance. Les individus impressionnables et nerveux sont, en général, plus rapidement pris que les sujets lymphatiques.

Pour les effets, nous n'avons rien à en dire : ils sont connus de tout le monde actuellement ; d'ailleurs, en parler ici serait empiéter sur le domaine de la médecine ; et la plume, plus habile que la nôtre, du spirituel médecin de Bicêtre dont nous

avons parlé, M. Moreau, auquel on doit un livre des plus originaux et des plus sérieux en même temps que des plus neufs et des plus intéressants sur l'aliénation mentale, ne nous a rien laissé à dire à ce sujet.

Revue Médicale.

Emploi de la pommade à l'azotate d'argent contre certaines inflammations aiguës et chroniques, par M. Jobert.—M. Jobert emploie en frictions l'azotate d'argent uni à l'axonge, contre plusieurs formes diverses de maladies aiguës et chroniques. Ainsi, dans l'érysipèle, dans l'arthrite aiguë, il fait oindre les surfaces malades, ou voisines des parties malades, avec le topique indiqué tout à l'heure. Il en use de la même manière dans les cas d'inflammations chroniques des articulations, des os, du périoste, du tissu cellulaire, et même lorsqu'il veut combattre certains phlegmons aigus.

M. Jobert fait préparer trois espèces de pommades, qui ne diffèrent entre elles que par la quantité d'azotate d'argent qui entre dans leur composition. On les distingue par les nos 1, 2, 3. En voici les formules :

Pommade n° 1 :

Axonge	32 grammes.
Azotate d'argent	4

La pommade n° 2 contient 8 grammes, et la pommade n° 3, 12 grammes d'azotate d'argent pour la quantité d'axonge indiquée tout à l'heure.

Après l'application du topique, les parties semblent augmenter de volume ; mais bientôt les liquides, dont l'afflux avait déterminé une sorte de turgescence, ayant été absorbés, une diminution notable se manifeste dans les parties engorgées. Ordinairement aussi des douleurs assez vives se font sentir dans les points qui viennent d'être cautérisés. La peau à leur niveau prend une couleur brun bronzé. L'épiderme se ride, puis se détache, et le derme se recouvre promptement d'une nouvelle enveloppe protectrice.

Chez les femmes, les onctions déterminent quelquefois des pustules peu étendues et peu profondes.

Dans ces cas, du reste, l'action résolutive antiphlogistique du médicament n'en est pas moins efficace.

Moyen de faire disparaître les taches produites sur la peau par l'azotate d'argent. — L'azotate d'argent appliqué sur nos tissus y produit, au bout d'un certain temps, une coloration d'un noir bronzé, qui résiste complétement aux lotions et ne disparaît spontanément qu'au

bout de quinze jours à trois semaines. Les personnes chez lesquelles on emploie des collyres à l'azotate d'argent, ou des pommades dont ce sel forme la base, les médecins ou pharmaciens qui le manient, sont continuellement exposés, à garder pendant un temps assez long, sur des parties apparentes du corps, des macules très-désagréables.

Or il existe un moyen fort simple de faire disparaître promptement et entièrement ces sortes de stigmates : ce moyen, c'est l'iodure de potassium en solution ou à l'état solide. Cet agent appliqué sur la peau tachée forme immédiatement un iodure d'argent jaunâtre, irréductible par l'action de la lumière, et ne laissant par conséquent aucune trace. Les macules étendues et anciennes ne résistent pas à l'action de ce composé. En Angleterre, on a essayé ce même procédé pour faire disparaître la coloration bronzée de la cornée qui se produit chez les personnes dont les yeux ont été cautérisés fréquemment avec la pierre infernale.

En présence de ces résultats, je me suis demandé si l'iodure de potassium donné à l'intérieur et à l'extérieur à la fois ne parviendrait pas à triompher d'une infirmité déplorable qui fait le désespoir de quelques malades : je veux parler de cette coloration bronzée, violette, qui se montre au bout d'un certain temps chez les épileptiques traités par l'azotate d'argent en pilules.

Il y avait lieu de penser à *priori* que l'iodure de potassium absorbé par les capillaires irait jusque dans les mailles de la peau et des muqueuses décomposer l'azotate d'argent.

Et je n'étais pas le seul à compter sur ce moyen, car je lis la phrase suivante dans le *Bulletin de thérapeutique* : « M. Guérard présume que, donné intérieurement, l'iodure de potassium pourrait également réussir sur les individus dont la peau a été colorée par l'usage du sel argentique administré comme médicament. »

Quoi qu'il en soit, la méthode a été essayée, d'après mon avis, sur une jeune dame épileptique, atteinte depuis plusieurs années de coloration bronzée des téguments. Des bains, des lotions, une solution, une pommade à l'iodure de potassium, ont été employés pendant quelque temps, et sans résultat manifeste.

Le premier essai ne doit pas faire renoncer à tout espoir, car la méthode que je propose est rationnelle, et on est porté par induction à croire qu'elle réussira.

Pourquoi a-t-elle échoué dans le cas actuel? L'iodure aurait-il été employé à trop faible dose, et pendant trop peu de temps? — La maladie de la peau était-elle trop ancienne? Je ne saurais répondre à ces questions d'une manière satisfaisante; mais néanmoins j'engage de toutes mes forces les personnes qui liront cet article, à expérimenter le moyen que je préconise. — Pour ma part, je l'emploierai de nouveau dès que l'occasion s'en présentera.

Emploi de l'alcoolat de quinine contre les fièvres intermittentes, par M. le docteur Piorry. — M. Piorry, craignant pour la muqueuse gastrique l'addition de quelques gouttes d'acide sulfurique au sulfate de quinine, pensa qu'il serait bon de chercher un mode de solution de la quinine brute.

L'interne en pharmacie de son service effectua, d'après ses indications, une solution de cette substance dans l'alcool. Voici la préparation :

Pr.	Quinine brute.	30 grammes.
	Alcool.	350.
	Eau distillée.	350.

F. D. et filtrez.

L'eau ne doit pas être employée dans d'autres proportions que celles indiquées, sans quoi il y aurait précipitation de la quinine.

Deux cuillerées de la solution représentent un gramme de sulfate de quinine.

L'alcoolat de quinine a été administré depuis deux mois dans un grand nombre de cas d'hypertrophie splénique, et l'on a vu chaque fois la rate diminuer avec bien plus de rapidité que cela n'a lieu par le sulfate de quinine (*Gazette des Hôpitaux*, 1846).

— La solution alcoolique de quinine a, suivant moi, un grand désavantage dans la pratique, c'est son extrême amertume, amertume qui ne permettra guère de la prescrire ailleurs que dans les hôpitaux. — Je crois d'ailleurs que le bisulfate, ou sulfate acide de quinine, préparé convenablement et sous forme pilulaire, n'a pas les inconvénients que lui reproche M. Piorry ; au moins, pour ma part, je n'en ai jusqu'ici constaté aucun.

Nouveaux faits relatifs à l'emploi de la galvano-puncture dans les cas d'anévrisme. — L'année dernière j'ai, dans ce journal, annoncé qu'un savant et ingénieux chirurgien de Lyon, M. Pétrequin, était parvenu, avec la galvano-puncture, à interrompre le cours du sang dans des *tumeurs anévrismales* de faible dimension.

Depuis cette époque la méthode a fait de grands progrès. Un anévrisme volumineux, ayant son siége sur l'artère du jarret, a cédé rapidement à l'action coagulante du fluide galvanique.

C'est un vieillard de soixante et dix ans, habitant Crémone, qui a fourni cette belle observation. La tumeur dont il était atteint avait le volume d'un œuf d'oie. Le docteur Ciniselli, chargé du traitement, commença par interrompre à peu près complétement la circulation dans l'artère crurale, afin d'empêcher que la tumeur fût, pendant l'opération, le siége de mouvements capables d'entraver la coagulation du sang. Alors il introduisit, en les croisant, deux longues aiguilles d'acier au côté interne, deux autres au côté externe de l'anévrisme, et il les mit en contact avec une pile de

trente couples ayant 93 millimètres de côté. Il eut soin d'intervertir fréquemment le sens des courants, de manière à produire un enchevêtrement des filaments fibrineux destinés à interrompre la circulation. Au bout de vingt-cinq minutes les aiguilles furent ôtées; la tumeur battait encore, mais plus faiblement. Au bout de quelques mois celle-ci était réduite à un noyau dur qui ne contenait plus de sang en circulation, et le malade était guéri.

M. Pétrequin a, depuis cette époque, guéri en une seule séance un anévrisme volumineux du pli du coude, suite d'une saignée du bras malheureuse.

Ce chirurgien s'est aussi livré à des recherches dans le but de déterminer expérimentalement quelle est, dans les cas de galvano-puncture appliquée à des anévrismes, l'action de la pile sur le sang, et le mode de décomposition de ce liquide.

Il a d'abord agi sur le sang humain au sortir de la veine, et il l'a vu se coaguler sur le trajet des épingles à acupuncture Mais le sang est très-opaque, et ne laisse pas voir nettement les détails de l'opération. M. Pétrequin a donc cru devoir expérimenter sur un autre liquide qui permît de mieux saisir l'ensemble des phénomènes. Il a choisi le lait, le fluide de l'économie qui a le plus de rapport avec le sang; il a fait arriver les deux pôles d'une pile dans une coupelle à demi pleine de lait, et il les a croisés. Il a pu suivre ainsi pas à pas, pour ainsi dire, tout le mécanisme de la coagulation. A chaque contact, une multitude de petits globules se précipitait instantanément sur le trajet des aiguilles, se multipliait sous l'influence du galvanisme, et se réunissait par une masse de grumeaux qui servait de charpente à des coagulations nouvelles.

Quant à l'action de la pile, elle est complexe. On peut en rapporter les effets à trois chefs principaux : 1° action électrique sur les nerfs; 2° action calorifique; 3° *action décomposante sur les fluides.*

Les deux premières puissances sont plus qu'inutiles, elles sont dangereuses; la troisième seule est utile et seule efficace. Il faut donc, à l'avenir, chercher à diminuer, paralyser même les deux premières actions, pour exagérer la troisième.

Note sur les affections cholériformes qui règnent à Paris et à Londres. — Il n'est personne qui n'ait remarqué combien, à Paris, la température de l'hiver dernier a été extraordinairement douce. A peine si le thermomètre s'est abaissé au-dessous de zéro; et encore, dans les circonstances rares où la glace a paru, le froid a duré si peu qu'elle s'est fondue avec une grande promptitude. En un mot, l'hiver, à Paris, a été exactement ce qu'il est, année commune, dans le midi de la France et dans le nord de l'Italie.

Le printemps a été également chaud et sec; l'été s'est annoncé par des chaleurs presque tropicales. Le thermomètre est monté jusqu'à près de

37° c. Son maximum s'est maintenu pendant presque tout le mois de juillet et d'août à plus de 30°; enfin la moyenne de la température, d'après l'Observatoire royal, a été, en juin, de + 21°; en juillet, de + 20°,8.

En même temps la sécheresse a été extrême, la tension électrique de l'atmosphère énorme. Des orages répétés et d'une grande violence ont éclaté à diverses reprises, surtout vers le milieu de juillet. Plusieurs secousses de tremblement de terre ont ébranlé le centre et l'est de la France, l'ouest de l'Allemagne, le nord de l'Italie. Sous l'influence de ces trois phénomènes spéciaux : élévation extrême de température, sécheresse continuelle, tension électrique très-grande de l'atmosphère, les maladies régnantes ont revêtu une forme toute spéciale. Ainsi, dès le début des chaleurs, de nombreuses diarrhées se sont montrées. D'abord ces affections ont consisté dans de simples flux intestinaux, sans douleurs vives et sans réaction. Plus tard, en juillet, à ces symptômes si simples et si légers sont venus s'ajouter des vomissements, des crampes dans les membres inférieurs, du refroidissement des extrémités. Cet ensemble de troubles fonctionnels ne méritait encore que le nom de *cholérine* ou *choléra léger*. Mais bientôt les selles grises, séreuses, grumeleuses, les vomissements de même nature, s'étant montrés, il devint évident que Paris était sous l'influence de cette maladie commune dans le midi de l'Europe, en Algérie, pendant la saison chaude, et à laquelle on a donné le nom de *choléra sporadique*. Les conditions atmosphériques au milieu desquelles nous étions placés étant devenues exactement les mêmes que dans les pays indiqués tout à l'heure, il n'était pas extraordinaire que la constitution médicale de Paris se rapprochât complétement de celle qui règne habituellement au sein de ces localités.

Mais à la fin de juillet, la température ayant encore augmenté, et d'ailleurs l'énergie d'action des agents météorologiques doublant, pour ainsi dire, à proportion de leur durée et par le seul fait de leur continuité, l'affection cholérique a revêtu des caractères graves.

La forme algide s'est manifestée, et plusieurs malades ont été enlevés rapidement, après avoir offert tous les symptômes du *choléra asiatique épidémique*, en un mot du choléra de 1832. Ainsi on a constaté plusieurs fois les selles et les vomissements séreux, louches, et semblables à une légère décoction de riz, les crampes, la suppression des urines, l'aphonie, le refroidissement des extrémités et de l'haleine, enfin le facies cholérique.

A Londres, les mêmes particularités ont été observées avant même qu'elles le fussent à Paris; et quoi qu'en ait dit la haute commission sanitaire instituée par le gouvernement anglais, c'est bien le choléra de 1832, le choléra algide, asiatique, qui a paru dans cette capitale. Seulement, à Londres comme à Paris, et contrairement à ce qu'on a observé en 1832, la maladie est restée discrète, isolée, n'a frappé qu'un petit nombre de personnes, en un mot n'a en aucune manière revêtu la forme épidémique.

Depuis quelques jours heureusement, les cas peu nombreux de choléra qui se montrent à Paris paraissent perdre de leur intensité ; d'autre part, la sécheresse de l'air et sa tension électrique diminuent, la température baisse ; tout fait donc espérer que prochainement la maladie dont l'effroi est si profondément gravé dans le souvenir de la génération actuelle, aura disparu au milieu de nous.

Mais l'apparition du choléra n'est pas le seul phénomène par lequel s'est traduite la constitution médicale de ces trois derniers mois. Les maladies ordinaires ont aussi subi son influence ; elles ont présenté, la plupart un surcroit de gravité remarquable. Les fièvres typhoïdes surtout ont offert dans les premiers jours de juillet une intensité excessive ; quelques-unes se sont terminées d'une manière fatale avant le commencement de la seconde période, c'est-à-dire en cinq ou six jours.

Depuis une ou deux semaines bon nombre d'affections dyssentériques se sont montrées, affections bénignes, du reste, mais dont la présence rapproche singulièrement notre climat médical de celui de l'Algérie, dont nous avons essuyé, cette année, la température estivale habituelle.

Du reste, cette tendance à la dyssenterie annonce infailliblement que le génie médical s'est modifié, et que, par conséquent, les affections cholériformes deviendront de plus en plus rares, d'ici à quelque temps.

D[r] E. B.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 5 août 1846.

Présidence de M. Vée.

La Société reçoit une lettre de M. Thibierge qui demande le titre de membre honoraire. Ce titre est accordé sans discussion.

M. Stanislas Martin, pharmacien au Brésil, écrit que, chargé par le médecin de l'empereur, de l'examen chimique d'un certain nombre de plantes qui croissent dans ce pays et qui y jouissent d'une grande réputation comme agents thérapeutiques, il a pensé qu'il serait agréable à la Société de posséder quelques échantillons de ces plantes qui sont inconnues en France ; il annonce la prochaine arrivée d'un envoi qu'il lui adresse, et promet de lui faire prochainement parvenir des renseignements détaillés sur les noms et la culture de ces plantes. Sur la proposition de M. le président, la Société décide qu'une lettre de remercîments sera adressée à M. Stanislas Martin, et qu'une commission composée de MM. Guibourt et Chatin sera invitée à rendre compte à la Société de l'envoi qui lui est annoncé.

M. Müller envoie une brochure sur l'arsenic. Cette brochure, écrite en allemand, est renvoyée à M. Vallet.

La correspondance imprimée comprend : deux numéros du Pharmaceutical Journal de Jacob Bell, deux numéros du Répertoire de Buchner, un numéro du Journal de Pharmacie et de Chimie.

M. Bussy rend compte des séances de l'Institut.

A l'occasion du mémoire de M. Payen sur le café, M. Soubeiran appelle l'attention de la Société sur l'opinion soutenue par ce chimiste, *qu'une substance est d'autant plus alimentaire qu'elle contient plus d'azote.* — Il pense que ce principe ne peut être admis d'une manière absolue, et il cite l'exemple de différentes matières azotées qui, évidemment, ne sont pas alimentaires.

M. Chatin fait observer que la loi que M. Payen semble vouloir établir à l'égard des substances organisées est plus contestable encore au point de vue des plantes, puisqu'on voit des substances, telles que les fécules et les huiles, posséder des propriétés alimentaires, quoique l'analyse chimique n'y démontre que peu ou point d'azote.

M. Mialhe donne lecture du travail qu'il a entrepris récemment sur la digestion (1).

M. Poulenc lit un rapport sur un travail présenté récemment par MM. Huraut et Larocque, et qui a pour objet l'étude des falsifications du valérianate de zinc. Il conclut à ce que des remercîments soient adressés aux auteurs du mémoire. Ces conclusions sont mises aux voix et adoptées.

MM. Soubeiran et Dubail présentent ensuite M. Huraut comme membre résidant de la Société. MM. Poulenc, Louradour et Baget sont chargés de présenter le rapport d'admission.

M. Louradour communique des observations sur le haschich, produit du *cannabis indica*, et sur diverses préparations pharmaceutiques dont il forme la base.

M. Bussy fait apporter sous les yeux de la Société un pied très-volumineux de *cannabis sativa*, cultivé dans le jardin de l'École de pharmacie. M. Louradour fait remarquer que le *cannabis indica*, qui produit le haschich, est beaucoup plus petit que celui que présente M Bussy.

M. Dubail présente à la Société un sirop particulier qui se

---

(1) Voyez un extrait de ce mémoire, pag. 161.

vend aujourd'hui sous le nom de sirop d'orgeat *perfectionné*. Ce sirop est transparent, il ne renferme, en aucune façon, la partie émulsive et oléagineuse des amandes, il n'en contient que l'huile essentielle. En agitant quelques gouttes d'essence d'amandes amères avec un litre de sirop simple, M. Dubail dit avoir obtenu un sirop en tout semblable à celui qu'il présente.

M. Boullay regarde comme précieux le renseignement fourni par M. Dubail. La vente d'un pareil sirop, sous le nom de sirop d'orgeat perfectionné, est un fait illégal dont il est bon que l'École soit saisie. Jamais, en effet, on n'a reconnu aux épiciers ou distillateurs le droit de dénaturer les préparations inscrites au Codex, et surtout de tromper la confiance publique par de fallacieuses annonces. Qui dit sirop d'orgeat, dit sirop émulsif, adoucissant, renfermant par conséquent la partie oléagineuse des amandes; et, certes, ce n'est pas perfectionner le sirop d'orgeat que de lui retirer ce qui fait son principal avantage.

Plusieurs membres émettent l'opinion que le sirop dont il s'agit doit porter un autre nom que celui de sirop d'orgeat perfectionné, qui semble indiquer sa supériorité sur le sirop d'orgeat des pharmacies.

Après une discussion à laquelle prennent part MM. Guibourt, Bussy, Thieullen et Vuaflard, ce dernier demande, sous forme d'amendement, que les sirops d'orgeat et de groseilles, ainsi dénaturés, ne puissent être vendus sous leurs noms primitifs, même en ajoutant le mot *perfectionnés*. Cet amendement est mis aux voix et adopté.

M. Soubeiran présente à la Société une thèse intitulée *Étude de l'arsenic*, thèse soutenue devant l'École de pharmacie par M. Lepetit (de Tilly-sur-Seules), qui sollicite de la Société le titre de correspondant.

Bibliographie.

De la Déontologie médicale, ou *des devoirs et des droits des médecins dans l'état actuel de la profession*; par M. le docteur Max. Simon.

(Extrait d'un rapport fait à la Société de Pharmacie par M. Foy.)

Dans cet ouvrage, inspiré sans doute par le louable et noble désir de voir diminuer le nombre de ceux qui font de l'art de guérir métier et marchandise, l'auteur examine tour à tour d'abord les mobiles qui doivent diriger le médecin dans la culture et la pratique de la science,

puis l'influence des études médicales et celle du spectacle habituel de la souffrance sur le moral du médecin. Viennent ensuite l'énumération des qualités intellectuelles et morales que doit posséder ou acquérir le médecin praticien; la critique du scepticisme des uns, de la trop grande confiance des autres; l'indication des devoirs à remplir, de la conduite à tenir envers la science, envers l'humanité, envers les confrères. Enfin la vérité dans la pratique, le danger des passions théoriques ou systématiques, soit au lit des malades, soit au milieu des épidémies; l'abus des essais ou tentatives thérapeutiques, sont successivement étudiés et pesés avec la sagesse, l'indépendance et le courage que l'on rencontre chez celui-là qui veut le bien partout et toujours. Telles sont les principales questions soulevées et résolues par M. le docteur Simon dans les deux premiers livres de sa *Déontologie médicale*.

Deux autres livres ou parties complètent l'œuvre de notre savant confrère. Dans le premier, ou troisième de l'ouvrage, M. le docteur Simon attaque l'incrédulité des gens du monde à l'endroit de la médecine; il déplore, il blâme une incrédulité trop souvent partagée, proclamée même par quelques médecins, et il donne sur ce sujet aux uns et aux autres des leçons méritées, des conseils sages et dignes. Ne croyons pas à tous les médecins, soit, cela est permis; mais croyons à la médecine, à cet art qui, malgré ses imperfections, ses insuccès, ses limites infranchissables, console toujours, soulage très-souvent, guérit quelquefois. Cet art existe. De tout temps des temples lui ont été élevés, et ces temples ont été respectés, vénérés. Il est vrai que les servants du temple ou les disciples seuls ont méconnu parfois les dogmes ou les préceptes établis par l'expérience, par la saine et judicieuse observation. De là ce doute sarcastique et mordant de quelques esprits forts, ce scepticisme qui court le monde, que partage l'homme en santé, et qu'abjure promptement l'homme malade ou simplement atteint de la plus légère indisposition.

La fin du troisième livre de la *Déontologie médicale* est consacrée à l'examen des rapports qui existent entre la médecine, la civilisation, la législation et la morale publique. Enfin, dans le quatrième et dernier livre, l'organisation de la médecine, la responsabilité du praticien, les droits civils et politiques du médecin, toutes questions récemment posées et étudiées au sein d'un *congrès médical*, n'ont point échappé à l'esprit méditatif et réformateur de M. le docteur Simon.

Tel est, messieurs, l'ensemble de l'œuvre que nous avions à vous faire connaître. Puisse cet examen rapide et consciencieux faire naître en vous le besoin de lire un ouvrage sagement et savamment écrit, qui inspire au lecteur des idées graves et généreuses, qui porte au cœur de douces consolations, car il renferme, en faveur de l'art médical, tous les éléments générateurs du bien dans les moyens destructeurs du mal!

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

F. PLESS. — Huiles volatiles des crucifères (1).

Les feuilles et les graines de *Thlaspi arvense* L. donnent, par la distillation avec l'eau, une huile volatile, douée d'une odeur pénétrante qui rappelle à la fois celle de l'essence d'ail et celle de l'essence de moutarde. Saturée avec de l'ammoniaque et distillée, cette huile donne un résidu en fort beaux cristaux fusibles à 72°, et qui présentent les caractères de la combinaison de l'essence de moutarde et de l'ammoniaque (thiosinamine).

La partie distillée étant saturée avec de l'acide sulfurique pour enlever l'excès d'ammoniaque, on remarque immédiatement l'odeur de l'essence d'ail. M. Pless a de nouveau rectifié ce produit, puis il en a précipité la solution alcoolique par le bichlorure de platine. Le précipité orangé a donné à l'analyse : 17,8 carbone, 2,58 hydrog., 48,5 platine, c'est-à-dire les nombres déjà obtenus par M. Wertheim (2).

L'huile essentielle de *Thlaspi arvense* est donc un mélange d'essence d'ail et d'essence de moutarde. Il est à remarquer que cette huile ne préexiste pas dans la graine.

Les feuilles et les graines d'*Alliaria officinalis* R. Br. donnent aussi un mélange d'essence de moutarde et d'essence d'ail, quand on les laisse macérer dans l'eau et qu'on distille ensuite; quelquefois cependant l'essence d'ail y manque.

Les feuilles d'*Iberis amara* L., et en très-petite quantité les semences de *Capsella bursa past.* Vent., *Raphanus Raphanistrum* L. et *Sisymbrium offic.* Scop., renferment de l'essence de moutarde sans essence d'ail.

Les graines de *Lepidium ruderale* L., *L. sativum*, L. et *L. campestre* R. Br. donnent également, après la macération dans l'eau, une huile essentielle sulfurée.

Enfin, les racines et les graines de *Raphanus sativus* L., les

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 36.

(2) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 11.

graines de *Brassica Napus* L., *Cochlearia Draba* et *Cheiranthus annuus* L. se comportent de la même manière.

A.-E. ARPPE. — Huile volatile de monard.

L'essence de monard provient d'une labiée dont le nom botanique est *Monarda punctata* (en anglais horse-mint). Elle se compose d'une partie concrète et d'une partie fluide.

Cette dernière a l'odeur du thym, et bout à 224°, en devenant plus foncée. M. Arppe (1) y a trouvé : carbone 86,41; hydrog. 9,85; oxygène 3,74. Cette composition paraît indiquer un mélange; l'huile d'ailleurs se résinifie promptement à l'air et au contact des corps oxygénés.

La partie concrète forme de belles tables rhombes. Elle fond à 48° et se solidifie de nouveau à 38°. Elle bout vers 220°. Elle est fort soluble dans l'alcool et l'éther, et s'y dépose en cristaux par l'évaporation spontanée.

M. Arppe y a trouvé : carbone 79,77—80,0 et hydrogène 9,25—9,52. Ces nombres correspondent à la formule

$$C^{10}H^{14}O.$$

Ce corps absorbe le gaz hydrochlorique, mais la combinaison n'est pas cristallisable. Faute de matière, l'auteur n'a pas pu étudier cette huile essentielle d'une manière convenable (2).

P. EINBRODT, B. UNGER. — Notes sur l'oxyde xanthique.

Ces messieurs signalent une erreur dans les indications de MM. Woehler et Liebig relativement à la composition de l'oxyde xanthique (3). Il paraît résulter de leurs observations que la substance trouvée dernièrement par M. Unger dans le guano (4), n'est pas identique avec l'oxyde xanthique.

---

(1) *Annal. der Chemie und Pharm.*, t. LVIII, p. 42

(2) La partie oxygénée (carvacrol) de l'essence de carvi présente la même composition que l'essence concrète de monard. C. G.

(3) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 15.

(4) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 258.



Selon eux, l'oxyde xanthique est : $C^5H^4N^4O^2$, et la *guanine* qu'on avait prise pour le même corps : $C^5H^5N^5O$.

M. Unger fait aussi observer que la guanine donne par l'acide nitrique un acide qui cristallise en petits prismes réguliers, peu solubles dans l'eau et qui présentent la composition de l'acide urique, plus de l'oxygène et les éléments de l'eau. M. Unger se borne à en indiquer la formule $C^{10}H^{10}N^8O^9$ qui se rapporte, je présume, à l'acide anhydre et hypothétique ; il faudrait donc y ajouter H^2O pour avoir la composition de l'acide réel et libre, savoir : $C^{10}H^{12}N^8O^{10}$, ou plutôt $C^5H^6N^4O^5$ dans la notation que nous suivons.

Le manque de matière n'a pas permis à M. Unger de poursuivre l'étude de ce nouvel acide.

G.-L. ULEX. — Phosphate ammoniaco-magnésien formé naturellement.

En creusant les fondations de l'église Saint-Nicolas, à Hambourg, on a rencontré une couche de terreau sur une étendue de 10 à 12 pieds, laquelle, profonde de 26 pieds, reposait sur du sable et se trouvait remplie d'une infinité de cristaux transparents, légèrement jaunâtres, assez bien définis, et atteignant quelquefois jusqu'à un pouce de longueur.

L'analyse a démontré à M. Ulex que ces cristaux ne sont autre chose que du phosphate ammoniaco-magnésien.

L'emplacement de l'église Saint-Nicolas était occupé, il y a environ huit cents ans, par un château fort, qui fut détruit et brûlé par les Wendes en 1072. Il est probable qu'après la reconstruction de la ville, les fossés du château furent comblés par des décombres ou par du fumier, et que ces matières, se décomposant peu à peu, ont donné naissance aux cristaux de phosphate qu'on a trouvés dans le terreau.

B. ZANON. — Substances contenues dans la mille-feuille.

Le principe actif de la mille-feuille (*Achillea millefolium*

(1) *Ann. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 99.

L.) est, selon M. Zanon (1), une substance extractive et amère; à laquelle il donne le nom d'*achilléine;* la même plante renferme en outre un acide cristallisable et non volatil, qui donne avec la potasse, la soude, la chaux et la quinine, des sels qu'on obtient aussi cristallisés.

Comme le mémoire de M. Zanon ne contient aucune donnée analytique, on ne peut pas savoir si ses indications se rapportent à des corps déjà connus ou à des substances nouvelles.

A. DAMOUR. — Analyse du jade oriental.

L'échantillon que M. Damour (2) a choisi pour le soumettre à l'analyse, avait été taillé dans l'Inde et présentait la forme d'une espèce de boucle ovale de 3 centimètres de hauteur sur 2 centimètres de largeur environ. Le jade est d'un blanc laiteux demi-transparent et offre l'aspect du blanc de baleine; il raye le verre faiblement, et présente une pesanteur spécifique de 2,970.

M. Damour y a trouvé : silice 58,46—58,02; chaux 12,06—11,82; magnésie 27,09—27,49; protoxyde de fer 1,15—1,12. Ces nombres se rapprochent beaucoup de la composition de la trémolite. Un échantillon de ce dernier minéral, provenant de Saint-Gothard et en cristaux incolores, très-nets, associés à la dolomie saccharoïde, a donné à l'auteur : silice 58,07; chaux 12,99; magnésie 24,46; protoxyde fer 1,82.

Le jade oriental est donc une variété de l'*amphibole blanc* ou *trémolite* compacte. Il appartient au type silicate bibasique [$2SiO + 4H^2O = Si^4H^4O^6$], dans lequel se range aussi le pyroxène; c'est du moins la conclusion à laquelle M. Rammelsberg avait aussi été conduite par ses analyses. M. Gustave Rose a déjà développé les motifs (3) qui lui semblent nécessiter la réunion, en un seul groupe minéralogique, de l'amphibole, du pyroxène, de l'hyperstène et du diallage.

Si l'on veut interpréter la composition du jade d'après la notation que nous suivons ici, on trouve :

$$[Si^4(Mg^3Ca)O^6].$$

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, LVIII, 21.
(2) *Annal. de Chim. et de Phys.*, t. XVI, p. 469.
(3) *Annal. des Mines*, t. I, 3e série.



Cette formule (type B bisilicate) correspond à : silice 51,1; magnésie 29,9; chaux 13,3. La coïncidence de ces nombres avec ceux de l'analyse doit satisfaire si l'on considère que le minéral renfermait une certaine quantité de fer; en outre, d'ailleurs, l'analyse présente une légère perte.

SCHAFFGOTSCH. — **Poids spécifique de la silice.**

Le comte F. Schaffgotsch a déterminé par une série d'expériences la pesanteur spécifique des différentes variétés de silice (1). Il a trouvé pour le quartz naturel 2,649 — 2,661 et pour la silice artificielle 1,19 — 1,23. Les opales calcinés ont donné des nombres oscillant entre 1,39 et 2,3.

A. DELESSE. — **Analyse de la sismondine, du talc, et de la stéatite.**

La *sismondine* se trouve à Saint-Marcel, en Piémont. M. Delesse (2) a trouvé dans quelques fragments très-purs de ce minéral : silice 24,10; protoxyde de fer 20,10; alumine (par différence) 41,56; eau 7,24. Cette composition est remarquable par la forte quantité d'alumine; M. Delesse pense qu'on peut considérer ce minéral comme une combinaison de wollastonite à base de fer, avec 3 atomes de diaspore [Si^3O^3, $3Fe^2O + (Al^4O^3, H^2O)$]. Cette composition ne rentre dans aucun des types de silicates connus.

Le *talc et la stéatite* sont communs dans la nature, mais les minéralogistes ne sont pas d'accord sur leur composition. Suivant une analyse de M. Delesse, le talc de Rhode Island aux États-Unis renferme : silice 61,75; magnésie 31,68; protoxyde de fer 1,70; eau 4,83. L'eau y est dans un état de combinaison tel qu'il est impossible de la dégager d'une manière complète par la chaleur de la lampe à alcool; c'est ce dont s'est assuré M. Marignac, en opérant sur le talc de Chamouny (3). Pour expulser

(1) *Annal. de Poggend.*, t. LXVIII, p. 147.
(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 595.
(3) Supplément à la *Biblioth. univers.*, n° 5, juin 1846, p. 68.

l'eau d'une manière complète, il faut maintenir le minéral au rouge blanc, dans un fourneau de calcination.

Les analyses de MM. Delesse et Marignac démontrent que le talc appartient au même type bisilicate, dans lequel figurent l'amphibole et le pyroxène : $Si^4M^4O^6$. Mais le talc est un sel acide de ce type :

$$[Si^4(Mg^3H)O^6].$$

La stéatite examinée par M. Delesse, était d'un blanc de lait et provenait de Nyntsch en Hongrie ; c'est le *speckstein* de la minéralogie allemande ; l'eau n'en est pas non plus complétement chassée par la chaleur de la lampe à alcool. M. Delesse y a trouvé : silice 64,85 ; protoxyde de fer 1,40 ; magnésie 28,53 ; eau 5,22. Il assigne à ce minéral une autre formule $[5(Si^2O^3,Mg^2O)+2H^2O]$ qu'au talc (1).

SACC. — Sur la composition chimique du jaune d'œuf.

L'auteur présente quelques observations critiques (2) relativement aux résultats de M. Gobley sur la composition du jaune d'œuf. M. Sacc est d'avis que l'acide phosphoglycérique, l'osmazome, l'acide lactique, l'acide oléique, et l'acide margarique n'existent pas dans l'œuf frais, mais se forment pendant la dessiccation.

Cependant M. Gobley maintient ses premières conclusions (3).

MALAGUTI et DUROCHER. — Causes de l'efflorescence de la laumonite.

Les auteurs ont constaté (4) que l'efflorescence de la laumonite est due à la perte d'une petite quantité d'eau. Maintenu

---

(1) Le talc, chauffé au rouge, perd son hydrogène sous forme d'eau, et devient alors :

$$Si^4Mg^3O^{5\frac{1}{2}} = Si^8Mg^6O^{11}.$$

Ces rapports sont précisément ceux que M. Lychnell a constatés dans le speckstein de différentes localités ; mais il n'y a point trouvé d'eau. C. G.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 674.

(3) *Journ. de Pharm.*, t. IX, p. 446.

(4) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 862.



dans un air humide pendant plusieurs mois, ce minéral n'a pas éprouvé la moindre altération; des cristaux de laumonite, déjà altérés, ont repris leur transparence et leur aspect primitif, après avoir été plongés dans l'eau. Ces mêmes cristaux, séchés et abandonnés dans un air sec, se sont comportés comme des cristaux récemment extraits de leur gîte.

DAMOUR. — Analyse de la heulandite.

La différence entre les analyses de M. Damour et celles de MM. Wallmstedt, Thomson et Rammelsberg, consiste dans la présence d'une petite quantité de soude et de potasse qui rendent la composition atomique beaucoup plus simple. Les analyses de M. Damour ont donné : silice 59,64; alumine 16,33; chaux 7,44; soude 1,16; potasse 0,74; eau 14,33. Cette composition indique que la heulandite peut prendre place parmi les zéolithes ($4\,Si^3O^5+Al^4O^3+M^2O+5H^2O$); dans la notation des types cette composition serait :

$$[Si^6(Ca\,Al^3\beta)O^8] + 2\ 1/2\ aq.,$$

c'est-à-dire celle d'un silicate quadribasique (trisilicate), qui prendrait rang entre les deux derniers silicates dont M. Ebelmen a décrit les éthers (bisilicate et quadrisilicate éthylique).

FAVRE et SILBERMANN. — Chaleur produite par les combinaisons chimiques.

Différents mémoires communiqués à l'Académie annoncent les résultats suivants :

I. La chaleur dégagée par la combustion de 1 gramme d'*hydrogène* est de 34,188 unités, nombre qui diffère peu de celui qu'avait obtenu Dulong.

II. La seconde série d'expériences concerne la combustion du *charbon*; les auteurs ont obtenu un résultat très-différent de celui de cet illustre physicien. Ils ont opéré sur du charbon de bois calciné fortement, traité par le chlore dans un tube échauffé, calciné de nouveau et analysé.

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, 1844. t. XVIII, p. 695; — 1845, t. XX, p. 1565 et 1735; t. XXI, p. 945; 1846, t. XXII, p. 483 et 823.



La combustion complète du charbon a donné 8086,2, moyenne de cinq expériences assez concordantes. En passant à l'état d'oxyde de carbone, le charbon ne dégage que 2480,62 calories; l'*oxyde de carbone* lui-même dégage en brûlant 2402,7 calories.

III. Troisième série d'expériences, faites sur le *gaz des marais* et le *gaz oléfiant*.

1 gr. de gaz des marais CH^4 dégage 13158 calories; soustraction faite des 34462 calories dégagées par la combustion de 1 gr. d'hydrogène, 1 gr. de charbon contenu dans le gaz des marais ne donnerait, en brûlant, que 5953,6 calories.

1 gr. de gaz oléfiant dégage 11900 calories; soustraction faite des 34462 calories dégagées par la combustion de 1 gr. d'hydrogène, 1 gr. de charbon contenu dans le gaz oléfiant, donnerait, en brûlant, 80835 calories; c'est-à-dire que ce gaz donne en calories la somme de son hydrogène et de son carbone brûlant à l'état de liberté.

IV. Dans un travail précédent (II), MM. Favre et Silbermann avaient établi 8086 comme chiffre représentant les calories produites par l'oxydation du carbone passant à l'état d'acide carbonique.

Ils ont repris ces expériences, non pas avec l'espoir de modifier sensiblement leurs premiers nombres, mais pour les établir sur un pied tel que la concordance des résultats leur permît d'employer le charbon lui-même comme terme de comparaison dans des expériences plus utiles à aborder. La préparation du charbon a été faite de bien des manières. Toutes les méthodes ont donné le même chiffre en calories, quand elles le dépouillaient complétement d'hydrogène. Des charbons de bois calcinés à blanc ou simplement à une température de 1000 degrés environ, pendant longtemps, ou chauffés dans un courant de chlore, d'hydrogène, d'azote, et finalement calcinés, ont donné le même chiffre; tous alors ne contenaient plus trace d'hydrogène.

Treize expériences très-concordantes ont donné pour le charbon de bois une moyenne de 8080 calories; aucun échantillon ne contenait d'hydrogène.

La braise de boulanger renferme unè très-forte quantité

d'hydrogène, ce qui doit élever le chiffre des calories. On en a obtenu en effet 8715 et 8763.

Le charbon, préparé en carbonisant le sucre, est le plus dur à brûler, et ne contient pas d'hydrogène. Il a donné 8035 et 8039 calories.

Deux échantillons de charbon des cornues à gaz ont donné 8037 et 8058.

Mais voici une discordance notable. Le graphite des hauts fourneaux n'a donné que 7791 à 7736 calories; le graphite naturel de 7774 à 7827, et le diamant de 7770 à 7879.

Les auteurs ne savent comment expliquer cette discordance : elle ne peut pas tenir à une erreur d'expérimentation, car les différences n'ont jamais été de plus de 20 calories d'une opération à l'autre, et dans ce dernier cas, elle devient de 109 calories sur les combustions du charbon de bois.

V. Combustion de quelques *matières organiques* homologues.

		Calories.
Paramilène	$C^{5}H^{10}$	11491
Amilène	$C^{10}H^{20}$	11303
Carbure bouillant à 180°		11262
Cétène	$C^{16}H^{32}$	11117
Métamilène	$C^{20}H^{40}$	10928
Esprit de bois	CH^{40}	5304
Alcool de vin	$C^{2}H^{6}O$	7183
Huile de pommes de terre	$C^{5}H^{12}O$	8959
Éthal	$C^{16}H^{34}O$	10600
Éther ordinaire	$C^{4}H^{10}O$	9027
Éther amylique	$C^{10}H^{22}O$	10188
Acide formique	$CH^{2}O^{2}$	1712
— acétique	$C^{2}H^{4}O^{2}$	3405
— butyrique	$C^{4}H^{8}O^{2}$	5623
— valérique	$C^{5}H^{10}O^{2}$	6439
— éthalique	$C^{16}H^{32}O^{2}$	9316
— stéarique	$C^{19}H^{38}O^{2}$	9716
Acétone	$C^{3}H^{6}O$	7320
Aldéhyde éthalique	$C^{16}H^{32}O$	10342
— stéarique	$C^{19}H^{38}O$	10500
Formiate de méthylène	$C^{2}H^{4}O^{2}$	4197

Éther formique.	$C^3H^6O^2$. . .	5187
Acétate de méthylène. . .	$C^3H^6O^2$. . .	5342
Éther acétique.	$C^4H^8O^2$. . .	6300
Butyrate de méthylène. .	$C^5H^{10}O^2$. . .	6776
Éther butyrique.	$C^6H^{12}O^2$. . .	7096
Valérate de méthylène. .	$C^6H^{12}O^2$. . .	7376
Éther valérianique.	$C^7H^{14}O^2$. . .	7835
Éther acétamylique. . . .	$C^7H^{14}O^2$. .	7971
Éther valéramylique. . . .	$C^{10}H^{20}O^2$. . .	8544
Essence de térébenthine. .	$C^{10}H^{16}$. . . .	10874
— de citron.	$C^{10}H^{16}$. . . .	10959
Térébène.	$C^{10}H^{16}$. . . .	10663

MM. Favre et Silbermann tirent de ces chiffres les conclusions suivantes :

« Il y avait erreur à dire que soustrayant l'oxygène à l'état d'eau, les éléments restants donnaient en calories, ce qu'ils auraient donné à l'état de liberté.

» Les éthers simples ne sont pas des hydrates de l'hydrogène carboné correspondant.

» L'alcool amylique est le seul qui ne combattrait pas la manière de voir, que les alcools sont les bihydrates de l'hydrogène carboné correspondant.

» Le chiffre des alcools n'infirme pas la manière de voir que ce sont des hydrates d'éther.

» L'examen des deux éthers que nous avons brûlés, donne un chiffre supérieur à celui de l'alcool isomère correspondant : première preuve que l'isomérie la plus complète n'entraîne pas l'isothermie.

» Les nombreux éthers composés qui présentent une isomérie si complète avec les acides de la série que nous avons étudiée et entre eux, ne sont point isothermes. Le seul cas d'isothermie que, durant tout ce travail, nous ayons trouvé, a lieu entre l'acétone et le valérate de méthylène, tous deux isomères, mais le premier ayant une densité moitié moindre.

» D'autre part, ces éthers sont-ils des composés binaires? Hormis un seul cas, l'éther formique, tous présentent un chiffre plus élevé que celui que donneraient leurs éléments en liberté.

» Si l'on considère les aldéhydes vis-à-vis de leurs carbures correspondants, soustraction faite des deux équivalents d'oxygène, le carbone restant donnera plus de calories que s'il était libre de toute combinaison. »

Et plus loin MM. Favre et Silbermann ajoutent :

« Du chiffre qu'a donné chacun des six carbures d'hydrogène, il résulte : que les calories diminuent avec l'élévation de leur formule, et que les différences des uns aux autres sont en progression arithmétique avec leur ordre CH^2, C^2H^4, C^3H^6. Cette différence en moins de l'un à son suivant, est de 37,5 calories ; que le gaz oléfiant qui a donné 11900, s'élève au-dessus de la ligne précédente, de la quantité nécessaire pour volatiliser son liquide ; que les calories des composants isolés dans la proportion des hydrogènes carbonés étant 11847, on aurait, d'après la formule suivante, en prenant C_o et H_o = 11678,6 liquide imaginaire composé des éléments du charbon et de l'hydrogène à l'état de simple mélange liquide, pour tous les hydrogènes carbonés :

$$\text{Calories du liquide } C_n H_n = \left(\frac{C_n}{C_n + H_n} \times 8080 + \frac{H_n}{C_n H_n} \times 34462\right) - \left(168,5 + \frac{n \times 37.5}{2}\right) = 11847 - \left(168,5 + \frac{n \times 37.5}{2}\right).$$

» Le chiffre 168,5=11847—11678,5.

» Les calories des dérivés des hydrogènes carbonés produisent des courbes hyperboliques plus ou moins ouvertes ; on les a construites en élevant sur chaque combinaison prise pour abscisse l'ordonnée de la longueur qui exprime les calories qu'a produites le corps dont il s'agit.

» Les trois carbures de la formule $C^{10}H^{16}$ viennent encore prouver que l'isomérie n'entraîne pas l'isothermie. »

VI. *Combustion des soufres.* — Le soufre cristallisé à chaud, en 1839, le soufre mou de trois mois, le soufre cristallisé du sulfure de carbone, le soufre du polysulfure d'hydrogène et le soufre natif de Sicile, ont donné sensiblement le même chiffre, c'est-à-dire de 2213,8 à 2229,5 calories.

Le soufre cristallisé à chaud et brûlé immédiatement après, a donné un chiffre de 40 calories plus élevé. Le soufre mou a donné le même chiffre que le précédent.

Quant au *sulfure de carbone*, les auteurs ont constaté qu'il fournit 3400,4 calories. Les éléments brûlant librement donneraient 3145,3. Les éléments combinés donnent donc en plus 255,1 calories.

CALVERT. — Nouvelles combinaisons du plomb.

M. Calvert annonce (1) l'existence d'un grand nombre de combinaisons de l'oxyde de plomb hydraté avec l'ammoniaque, et du nitrate de plomb avec le même alcaloïde.

Comme ces combinaisons me paraissent assez extraordinaires, j'attendrai, pour en rendre compte, que l'auteur ait publié les détails de ses expériences.

CHANCEL. — Distillation sèche du butyrate de cuivre.

L'auteur continue ses intéressantes recherches sur les congénères de l'acide butyrique (2). Cette fois il a établi les analogies qui existent entre la manière d'être, sous l'influence de la chaleur, du butyrate de cuivre et de l'acétate à même base, son homologue.

Jusqu'à 245°, dans un bain d'huile ou d'alliage, le butyrate de cuivre ne subit pas d'altération ; mais à cette température le dédoublement commence et s'effectue complétement entre 245° et 250°. Les produits de ce dédoublement sont : un liquide volatil qui présente toutes les propriétés de l'acide butyrique parfaitement pur ; des gaz composés uniquement d'acide carbonique et d'hydrogène percarboné en volumes à peu près égaux ; un résidu de cuivre métallique, très-divisé, mêlé à une proportion de charbon assez notable.

Quand on expose brusquement le butyrate de cuivre à une très-haute température, il se produit, entre autres produits, une substance blanche très-bien cristallisée, qui n'est autre que le *butyrate de protoxyde de cuivre* (butyrate de cuprosum).

M. Chancel s'occupe de la distillation sèche des autres sels de cuivre de la série homologue RO^4.

---

(1) *Comptes rendus de l'Académie*, t. XXII, p. 480.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII.



ABRIA. — Chaleur dégagée dans la combustion de l'hydrogène et du phosphore par le chlore.

I. 1 litre d'hydrogène sec, à 0° et $0^m,76$, dégage, en brûlant dans le chlore également sec, et en produisant par conséquent 2 litres de HCl gazeux, 2151 unités de chaleur.

Cette valeur est la moyenne de cinq expériences aussi concordantes qu'on pouvait l'espérer d'après la manière d'opérer. M. Abria l'a contrôlée par le moyen suivant : au lieu de brûler l'hydrogène dans le chlore sec, il a employé ce dernier gaz saturé d'humidité, et il a mis en outre de l'eau dans l'enceinte où s'effectuait la combustion. Quatre expériences ont donné pour la chaleur dégagée par 1 litre d'hydrogène, dans ces nouvelles circonstances, 3455 unités. D'un autre côté, M. Abria a déterminé directement la chaleur que dégage l'acide HCl gazeux dans sa condensation et sa combinaison avec un excès d'eau, et il a trouvé par gramme d'acide 392 unités, c'est-à-dire pour $3^{gr}\cdot3263$ d'acide (quantité produite par 1 litre d'hydrogène), 1304 unités. Cette dernière donnée, déduite de la précédente, donne un nombre qui coïncide avec la moyenne dans la première expérience.

1 litre d'hydrogène dégageant, lorsqu'il se combine avec l'oxygène, en supposant l'eau formée gazeuse, 2629 unités environ, on voit qu'en se combinant avec le chlore, l'hydrogène dégage les 8/10 seulement de la chaleur développée dans son union avec l'hydrogène.

II 1 gramme de phosphore dégage en brûlant dans le chlore, et en formant du perchlorure, 3199 unités; lorsqu'au contraire il forme l'anhydride phosphorique, en s'unissant à l'oxygène, il dégage à peu près 5669 unités.

Le rapport de ces deux nombres n'est pas, comme on le voit, le même que celui des deux coefficients obtenus par l'hydrogène.

A. BUSSY. — Emploi de la magnésie comme antidote de l'acide arsénieux.

Il résulte des observations de M. Bussy que le charbon animal purifié, proposé récemment comme antidote de l'acide arsé-

nieux, ne saurait être employé avec succès pour cet usage; mais que la magnésie pure, faiblement calcinée, peut absorber facilement l'acide arsénieux en dissolution, et former avec lui un composé insoluble, même dans l'eau bouillante. A l'état gélatineux, elle l'absorbe plus promptement encore.

Les animaux auxquels on a administré de l'arsenic, sont constamment sauvés lorsqu'on leur fait prendre des doses suffisantes de magnésie.

Comme la magnésie décompose l'émétique, les sels de cuivre, le sublimé corrosif, il y a lieu de croire, selon M. Bussy, qu'on pourra l'employer avec succès pour combattre et atténuer les effets de ces substances toxiques, et celui des sels métalliques en général. L'auteur se propose de vérifier par de nouvelles expériences quel serait l'effet de la magnésie dans l'empoisonnement par les alcaloïdes organiques, dont les sels, comme on le sait, sont également décomposés par la magnésie.

F. MALAGUTI et J. DUROCHER. — Solubilité de l'alumine dans l'eau ammoniacale.

Un fait très-important pour l'analyse minérale est signalé par MM. Malaguti et Durocher (1); c'est que l'alumine est bien plus soluble dans l'ammoniaque qu'on ne le pense généralement; cette solubilité est d'autant plus grande que les dissolutions sont plus étendues.

Les auteurs démontrent que de tous les réactifs employés pour précipiter l'alumine, le *sulfhydrate d'ammoniaque* est celui qui agit complétement et d'une manière immédiate, peu importe le volume de la dissolution aluminique et la présence des sels ammoniacaux.

A. BREITHAUPT. — Loxoclase, nouveau minéral.

Ce minéral, qui se confond presque avec le feldspath, sous le rapport des caractères extérieurs, se trouve, en société de pyroxène, de graphite et de calcaire, à Hammond dans l'état de New-York. Il est d'un gris jaunâtre, fond difficilement au cha-

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII.

lumeau, et donne, dans la flamme extérieure, la réaction de la soude, d'une manière très-prononcée. Calciné dans un tube fermé, il dégage un peu d'eau et de fluorure silicique. Pesanteur spécifique 2,609 à 2,620 ; dureté 7 1/2 à 7 3/4.

M. Plattner y a trouvé : silice 63,50 ; alumine 20,48—20,10 ; peroxyde de fer 0,65—0,70 ; potasse 3,03 ; soude 8,76 ; chaux 3,04—3,40 ; une trace de magnésie ; eau et fluorure silicique 1,23.

Cette composition est sensiblement celle de l'oligoclase ; mais le nouveau minéral en diffère par l'angle des clivages, qui y est de 90°, tandis que, dans l'oligoclase, cet angle est de 86° 45'. Le loxoclase est donc une variété dimorphe de la même espèce minérale.

M. Breithaupt le représente par la formule dualistique $[M^2O,Si^3O^6+Al^4O^6,2Si^3O^6]$; mais il est peut-être plus exact de le faire rentrer dans le type bisilicate B :

$$[Si^4(MAl^3\beta)O^6],$$

M représentant Ca, Na, K.

DAMOUR et DESCLOIZEAUX. — Réunion de la morvénite à l'harmotome.

L'identité complète de la morvénite et de l'harmotome vient d'être mise hors de doute, sous le rapport de la forme cristalline et de la composition chimique. Ce silicate appartient donc au type trisilicate :

$$[Si^6(BaAl^3\beta)O^8 + 3\ aq.]$$

W. KNOP et G. SCHNEDERMANN. — Combinaisons cyanurées du platine.

On connaît aujourd'hui deux combinaisons cyanurées, renfermant à la fois du platine et du potassium : l'une (platinocyanure), découverte par M. L. Gmelin, a été obtenue par ce chimiste en calcinant de l'éponge de platine avec du cyanoferrure de potassium ; M. Knop (1) a préparé la seconde (platinicyanure,

(1) *Revue Scientif.* t. XI, p. 403. La composition du sel de M. Knop ne me paraît pas bien établie. Ce chimiste l'exprime par $C^{10}Pt^4N^4N^6 + 5 aq.$,

sesquiplaticyanure) en faisant passer dans la première un courant de chlore.

MM. Knop et Schnedermann ont publié de nouvelles expériences sur ces deux sels et leurs dérivés (1).

Quand on prépare le platinocyanure de potassium, d'après la méthode de M. Gmelin, ou suivant celle de M. Meillet, en faisant bouillir du bichlorure de platine avec du cyanure de potassium, il reste toujours dans les eaux mères une certaine quantité de produit qui ne peut pas s'obtenir à l'état de pureté. MM. K. et S. proposent en conséquence d'opérer de la manière suivante :

On prépare du protochlorure de platine, en chauffant le bichlorure dans une capsule de porcelaine sur la lampe; on dissout le produit dans l'eau bouillante, et l'on y ajoute du cyanure de potassium, jusqu'à ce que le tout se soit dissous en un liquide jaunâtre. Celui-ci est filtré et évaporé à cristallisation. Après avoir recueilli par la cristallisation tout le sel qu'on peut en retirer, on évapore les eaux mères, et on y ajoute de l'acide sulfurique concentré avec lequel on les fait bouillir. De cette manière la presque totalité du sel se décompose et le platinocyanure se sépare. Après avoir étendu d'eau le liquide, on le jette sur un filtre et on lave. Le cyanure de platine qui s'obtient ainsi, forme une masse jaune et visqueuse.

On le met dans l'eau bouillante; on y ajoute assez de cyanure de potassium pour le dissoudre, et l'on fait bouillir jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'ammoniaque. Le liquide donne alors, par la cristallisation, de nouvelles quantités de platino-cyanure. Il renferme [$C^6Pt^3K^3N^6+3aq.$]. Par le chlore, il donne le sesqui-plati-cyanure de M. Knop. Ce dernier a aussi été obtenu par M. Erdmann avec l'acide hydrochlorique.

---

mais cette formule donne une différence de 2 pour 100 de cyanogène sur les résultats de l'analyse, et ne rend d'ailleurs pas compte de la manière dont le sel se forme. L'auteur pense que ce sel est au platinocyanure de M. Gmelin, ce que le ferricyanure rouge est au ferrocyanure jaune de K; mais je ferai remarquer que, dans les deux sels de platine, le rapport de K : Pt est le *même*, tandis que Fe : K n'est pas le même dans le ferrocyanure jaune que dans le sel rouge. C. G.

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVII, p. 461.

Si l'on dissout le sesquiplaticyanure dans de l'eau régale chauffée presque à l'ébullition, et qu'on évapore le produit au bain-marie, il se sépare, par le refroidissement, de grosses tables rhomboïdales, fort solubles dans l'eau et l'alcool, tandis que les eaux mères retiennent du chlorure de potassium.

Le nouveau sel renferme de l'eau de cristallisation et s'effleurit promptement. Par l'échauffement, il dégage du cyanogène, et, si on le calcine légèrement, il laisse un mélange de cyanure de platine et de chlorure de potassium; si la chaleur est plus forte, il laisse du platine métallique et du chlorure de potassium. Les auteurs ont trouvé dans le sel desséché : 43,15 platine; 33,58 chlorure de potassium, dont 15,26 chlore; 23,28 cyanogène déterminé par la perte. Le sel desséché à l'air a perdu à une douce chaleur 7,5—8,23 eau.

Ce sel renferme exactement les éléments du platinocyanure de K plus 3 éq. de chlore :

$$[C^6Pt^3K^3N^6+Cl^3].$$

MM. K. et S. le considèrent comme une combinaison de chlorure de K et de bicyanure de platine; 7,40 pour 100 d'eau correspondraient à 3 éq. pour la formule précédente.

Leur mémoire renferme aussi la détermination cristallographique de ce nouveau sel ; elle a été faite par M. Naumann.

Si l'on fait passer du gaz sulfureux dans la solution de ce nouveau sel, et qu'on abandonne ensuite le liquide à l'évaporation spontanée, on y remarque bientôt les cristaux cuivrés du sel de Knop, entremêlés d'autres cristaux irisés d'un bleu d'acier, formés par le sel de L. Gmelin.

Traité par l'ammoniaque, le nouveau sel se convertit aussi en sesquiplaticyanure, et, s'il y a assez d'ammoniaque, en platinocyanure de L. Gmelin.

D'autres corps réducteurs, par exemple le zinc, opèrent aussi cette métamorphose.

Combinaisons ammoniacales. — Le cyanure de platine jaune, qu'on obtient en décomposant par l'acide sulfurique concentré le platinocyanure de potassium (il renferme toujours une petite quantité de potasse), se dissout, à l'état récent, dans l'acide prussique saturé d'ammoniaque, en donnant un sel entièrement

semblable au sel de potassium ; il se présente comme lui en prismes d'un bleu d'acier miroitant, très-solubles. Au contact de l'air, ce sel ammoniacal perd immédiatement de l'eau en prenant une teinte orangée ; il renferme

$$[C^6Pt^3H^3N^6, 3\,NH^3]$$

De même, par le chlore il donne des aiguilles cuivrées qui correspondent probablement au sesquiplaticyanure de Knop. Ce second sel ammoniacal donne, à son tour, par l'eau régale, un sel correspondant au composé dont nous avons parlé plus haut, et paraissant susceptible de se métamorphoser à la manière des sels de Gros et de Reiset. Les auteurs promettent d'y revenir dans un prochain mémoire.

Ils se bornent pour le moment à décrire quelques nouveaux platinocyanures renfermant de l'ammoniaque, et dans lesquels l'hydrogène du sel précédent est remplacé par des métaux :

$C^6Pt^3H^3N^6,3NH^3$	Platinocyanure ammoniacal.
$C^6Pt^3Ag^3N^6,3NH^3$	Nouveaux sels.
$C^6Pt^3Cu^3N^6,3NH^3$	
$C^6Pt^3Zn^3N^6,3NH^3$	
$C^6Pt^3Ni^3N^6,3NH^3$	
$C^6Pt^3Co^3N^6,3NH^3$	

Pour obtenir le *sel d'argent* on dissout le carbonate d'argent dans l'ammoniaque, et l'on y ajoute une solution de platinocyanure ou de sesquiplaticyanure de K. Il s'obtient ainsi en paillettes incolores ou d'une légère couleur de chair, insolubles dans l'eau, mais solubles à l'ébullition dans l'eau très-ammoniacale. Quand on ajoute de l'ammoniaque à une solution de nitrate d'argent, puis du platinocyanure de K., on obtient, au bout de quelques heures, des aiguilles qui paraissent hydratées.

Le *sel de cuivre* se produit en dissolvant le nitrate dans l'ammoniaque et mélangeant avec une solution de sesquiplaticyanure. Le sel se sépare au bout de quelques heures, en aiguilles bleu foncé, qui renferment de l'eau de cristallisation. A 140° il perd l'ammoniaque, en prenant une couleur verte.

On prépare le *sel de zinc* en mélangeant le platinocyanure de K. avec une solution de chlorure de zinc dans l'ammoniaque. Il forme de gros cristaux incolores.

Le *sel de nickel* forme, soit des aiguilles violettes, soit une poudre cristalline d'un violet pâle.

Le *sel de cobalt* s'obtient à l'état d'une poudre cristalline couleur de chair, en précipitant le platinocyanure de K. par du chlorure de cobalt dissous dans un mélange d'ammoniaque caustique et de carbonate d'ammoniaque.

J. FRITZSCHE. — Sur le traitement de l'osmiure d'iridium.

Au lieu d'attaquer l'osmiure d'iridium par la calcination avec le sel marin dans un courant de chlore, M. Fritzsche (1) préfère de traiter ce minerai par un mélange de chlorate et de potasse caustique en fusion.

A cet effet, on fait fondre sur la lampe, dans un creuset de porcelaine assez spacieux, parties égales de chlorate de potasse et de potasse caustique et l'on y introduit l'osmiure d'iridium, sans qu'on ait besoin d'abord de le diviser. Si l'on continue de chauffer, l'oxygène qui est mis en liberté, attaque le minerai, ce qu'on remarque aussitôt à la couleur brun jaunâtre de la masse. Celle-ci se boursoufle considérablement et s'épaissit de plus en plus; dès que l'attaque est terminée le produit est noir et s'affaisse. Pendant cette opération, il ne se dégage aucune trace de vapeurs osmiques; mais il s'en produirait si l'on continuait de chauffer davantage la masse, ce qui est inutile, une fois qu'elle a été entièrement attaquée et qu'elle est ainsi devenue soluble dans l'eau.

600 gr. d'osmiure exigent 100 gr. de chlorate et 100 gr. de potasse caustique, et peuvent se traiter assez commodément sur la lampe, dans un creuset de porcelaine de la capacité de deux livres. L'opération exige environ une demi-heure.

BARRESWIL. — Anomalies apparentes dans la distillation du mercure.

M. Barreswil a publié quelques observations (2) sur les modifications qu'éprouve la marche de la distillation du mercure

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXVII, p. 483.

(2) *Comptes rendus de l'Académie*, t. XXII, p. 419.



par l'effet de l'addition de quantités très-minimes de métaux étrangers. Ces observations démontrent que les métaux très-oxydables (tels que le zinc et le plomb) retardent l'ébullition du mercure, en le recouvrant d'une légère couche d'oxyde. Quant à l'influence du platine sur l'évaporation du mercure, elle rentre aussi dans la classe des faits bien connus : le platine est simplement en suspension dans le mercure et non pas en dissolution, de sorte qu'il accélère l'ébullition en se mêlant à du mercure éteint et en venant former à la surface du bain une pellicule épaisse.

Les ingénieuses explications de M. Millon se trouvent donc ici en défaut, malgré « la toute petite affinité chimique qui marche parallèlement à la grande. »

A. CAHOURS. — Action du perchlorure de phosphore sur les substances organiques.

Si l'on considère la densité de la vapeur du perchlorure de phosphore, on est conduit, dit M. Cahours, à représenter ce composé comme une combinaison de protochlorure de phosphore et de chlore [PCl^3+Cl^2]. Le chlore y serait donc sous deux formes différentes.

Cette manière de voir se trouve appuyée par la formation du chlorosulfure de Sérullas et du chloroxyde de M. Wurtz.

M. Cahours a déterminé la densité de vapeur de ces deux combinaisons phosphorées. Le chloroxyde a donné le nombre 5,298 et le chlorosulfure le nombre 5,879. Ces résultats correspondent à 4 volumes pour les formules PCl^3O et PCl^3S.

L'eau et l'hydrogène sulfurée attaquant le perchlorure de P, M. Cahours a songé à examiner la manière dont ce chlorure se comporte avec les différentes matières hydrogénées, notamment avec les substances organiques.

L'hydrogène pur et sec est sans action sur le perchlorure de phosphore, même à la température à laquelle ce dernier se réduit en vapeur.

La benzine C^6H^6, le rétinaphte C^7H^8 n'en sont pas attaqués non plus ; il n'en est pas de même du phénol C^6H^6O et de l'anisol C^7H^8O, qui s'attaquent au contraire avec énergie en donnant de nouveaux composés.

Les différents carbures d'hydrogène que M. Cahours a examinés, se comportent comme la benzine ; ils sont inertes, tandis que les corps oxygénés sont tous attaqués avec une extrême violence.

L'action du perchlorure de P sur les alcools est déjà connue. On sait qu'il se produit alors des corps chlorés (éthers hydrochloriques).

L'acide benzoïque, traité par un léger excès de perchlorure, est vivement attaqué vers 100° ; il se dégage du gaz hydrochlorique en abondance et l'on obtient du chlorure de benzoïle (benzoïlol chloré), ainsi qu'un liquide très-volatil qui paraît être du chloroxyde de phosphore. L'action serait alors :

$$C^7H^6O^2 + PCl^5 = HCl + C^7(H^5Cl)O + PCl^3O.$$

L'acide cuminique et l'acide cinnamique se comportent de la même manière, en produisant les corps chlorés correspondants (cinnamol et cuminol chloré).

L'acide acétique et ses homologues n'ont jusqu'à présent rien donné de net.

L'acide anisique $C^8H^8O^3$ a donné de l'anisyle chloré $C^8(H^7Cl)O$.

« Si l'on se rappelle, dit M. Cahours, que M. Melsens parvient, au moyen de l'amalgame de potassium, à repasser d'un produit chloré dérivé par une substitution à la substance primitive, on conçoit qu'il est possible de revenir de l'acide benzoïque à l'essence d'amandes amères, de l'acide cinnamique à l'essence de cannelle.

» On pouvait, jusqu'à présent, fixer de l'oxygène sur un aldéhyde et le transformer en acide ; au moyen du perchlorure de phosphore, on pourra faire l'inverse, c'est-à-dire repasser d'un acide à l'aldéhyde qui lui correspond. Le perchlorure de phosphore est donc un réactif précieux qui permettra de réaliser des combinaisons nombreuses, intéressantes et faciles à prévoir par son contact avec les matières organiques, puisqu'il agit à la fois comme désoxydant et comme chlorurant. »

MALAGUTI. — Sur les amides.

M. Malaguti a communiqué à l'Académie les premiers résul-

tats d'un grand travail sur les amides (1). Il en a découvert plusieurs nouvelles, parmi lesquelles il cite les amides mucique, pyromucique, pyrotartrique, pimélique, adipique, etc. Il en est des acides comme des éthers : quand on a un acide, on a généralement un éther; quand on a un éther, on a généralement une amide. La difficulté consiste principalement dans la préparation des acides bien purs.

Voici les réactions que l'auteur a déjà étudiées :

Amide oxalique. — Le chlore aqueux agit sur cette amide comme sur un sel ammoniacal; on n'a pour résidu que de l'acide oxalique sans sel ammoniac.

Bouillie avec de l'acide nitrique, elle dégage un volume gazeux composé de deux volumes d'azote, deux volumes de protoxyde d'azote et quatre volumes d'acide carbonique. Le résultat est le même que si l'on fait bouillir 1 éq. d'acide oxalique avec 2 éq. de nitrate d'ammoniaque.

$$C^2H^2O^4 + 2(NHO^3,NH^3) = 2CO^2 + N^2O + N^2 + 5H^2O.$$

Quand on expose l'oxalate d'ammoniaque cristallisé à la température de 220° en vase clos, il se convertit entièrement, sans production d'oxamide, en carbonate d'ammoniaque et en oxyde de carbone. D'un autre côté, si l'on introduit de l'oxamide dans un tube métallique que l'on puisse fermer hermétiquement, et qu'on chauffe à 310°, on trouve, au bout de quelques minutes, qu'une portion de l'oxamide s'est convertie en cyanogène, oxyde de carbone et carbonate d'ammoniaque. La décomposition ignée de l'oxamide, sous la forme la plus simple, s'exprimerait donc par

$$C^2H^4N^2O^2 = C^2N^2 + 2H^2O.$$

Mais l'eau et l'oxamide régénérant de l'oxalate d'ammoniaque, on conçoit qu'on obtienne aussi les produits de décomposition (carbonate ammoniaque et oxyde de carbone) de ce dernier sel.

M. Malaguti a aussi étudié sous le même point de vue l'action de la chaleur sur la chloracétamide et sur le chloracétate d'ammoniaque; il pense en général qu'en faisant précéder l'étude de la décomposition des amides par celle de la décom-

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 851.

position ignée des sels ammoniacaux, on aplanit souvent bien des obstacles.

Amide mucique.—L'éther mucique, mis en contact avec l'ammoniaque liquide, se convertit sur-le-champ en mucamide.

Cette nouvelle substance est blanche, très-légèrement soluble dans l'eau bouillante, d'où elle se précipite, par le refroidissement, en cristaux microscopiques ayant la forme d'un octaèdre à base de parallélogramme obliquangle tronqué aux deux sommets, et présentant l'aspect de tables biselées.

Elle est sans goût, et ne se dissout ni dans l'alcool ni dans l'éther. Sa densité est de 1,589 à 13°,5. Sous l'influence de l'eau, elle se convertit en mucate d'ammoniaque, entre 136° et 140°. D'ailleurs l'analyse a donné la formule

$$C^6H^{12}N^2O^6;$$

la transformation en sel ammoniacal devient alors :

$$C^6H^{12}N^2O^6+2H^2O=[C^6H^{10}O^8,2NH^3].$$

Une solution bouillante de mucamide, mise en contact avec de l'acétate de plomb ammoniacal, donne un précipité d'un mucate de plomb ammoniacal :

$$[C^6(H^8Pb^2)O^8,NH^3+3\text{ aq.}].$$

Ce sel, décomposé par H^2S, donne du sulfure de Pb et du mucate acide d'ammoniaque. Une dissolution de mucamide, saturée et bouillante, donne avec le nitrate d'argent ammoniacal une couche miroitante d'argent métallique, au bout d'un certain temps, quelquefois très-court.

Amides pyromuciques. — Chauffé à 220°, le mucate d'ammoniaque se ramollit, se colore, dégage du gaz carbonique, de l'eau, du carbonate d'ammoniaque, de l'acide pyromucique, une amide particulière que M. Malaguti appelle *pyromucamide biamidée*, et laisse un mélange de charbon et de paracyanogène; de tous ces produits, les derniers sont les moins considérables.

La mucamide donne les mêmes produits par l'action de la chaleur, mais le charbon et le paracyanogène sont alors prédominants.

La nouvelle amide étant plus soluble dans l'eau, on peut la débarrasser, par des cristallisations réitérées, de l'acide pyro-

mucique qui l'accompagne souvent. Elle s'obtient alors en lames hexagonales ou octogonales, douées d'un goût fort sucré. Elle est soluble dans l'alcool et l'éther, et ne dégage de l'ammoniaque que par l'ébullition avec les alcalis. Elle fond à 150° en se colorant; elle commence à bouillir vers 260° en se décomposant.

Elle renferme

$$C^5H^6N^2O;$$

c'est-à-dire qu'elle représente de l'acide pyromucique biamidé $C^5H^4O^3 + 2NH^3 - 2H^2O$, ou par les formules de résidu $(NH^3 - H^2) = Am$:

$$\text{Acide pyromucique normal } C^5H^4O^3$$

$$\text{— — biamidé } C^5H^4 \left\{ \begin{matrix} O \\ Am^2 \end{matrix} \right\}$$

L'expression la plus simple de la décomposition ignée de la mucamide est le paracyanogène, le charbon et l'eau; mais comme la formation de l'eau doit nécessairement engendrer du mucate d'ammoniaque, on obtient aussi, avec la mucamide, les produits de décomposition de ce sel :

$$C^6H^{10}O^8,2NH^3 = C^5H^4O^3 + CO^2,2NH^3 + 3H^2O.$$
$$= C^5H^6N^2O + CO^2 + 5H^2O.$$

M. Malaguti a aussi obtenu une autre *pyromucamide* (probablement par l'éther pyromucique); elle renferme

$$C^5H^5NO^2$$

et constitue donc l'acide pyromucique uniamidé : $C^5H^4 \left\{ \begin{matrix} O^2 \\ Am \end{matrix} \right\}$. Elle cristallise en prismes droits à quatre pans à base rectangulaire; son goût est à peine sucré; elle est soluble dans l'alcool, l'éther et l'eau. Elle fond entre 130 et 132° en se colorant, et se charbonne par une plus forte chaleur. La portion distillée est brune; mais une fois décolorée par le charbon animal, elle reparaît avec tous les caractères de pureté.

Acide mucovinique.—Dans la préparation de l'éther mucique, on obtient souvent un corps blanc, asbestoïde, assez soluble dans l'eau et très-peu soluble dans l'alcool. C'est l'acide mucovinique :

$$C^6H^{10}O^8 + C^2H^6O = H^2O + C^8H^{14}O^8.$$

Il a une saveur franchement acide, et fond à 190° en s'altérant.

Il absorbe, en s'échauffant, le gaz ammoniac sec, se solidifie et produit un sel

$$[C^8H^{14}O^8,NH^3],$$

qui est très-soluble, sans goût et d'une réaction faiblement acide. La dissolution précipite les sels d'argent, de plomb, de cuivre, de baryum, de strontium, très-peu les sels de calcium, et point les sels de zinc, de magnésium, etc. Tous ces précipités sont solubles dans l'acide acétique.

M. Malaguti continue l'étude de tous ces composés.

GERHARDT. — **Recherches sur les combinaisons du phosphore avec l'azote.**

Les chimistes admettent l'existence de deux combinaisons du phosphore avec l'azote.

L'une, composée de 1 at. de phosphore et de 2 at. d'azote (PN^2) se produit, selon M. Henri Rose, quand on soumet à l'action de la chaleur la combinaison de protochlorure et d'ammoniaque; elle se forme également, suivant MM. Liebig et Woehler, par l'action de la chaleur sur le produit de la réaction, de l'ammoniaque et du perchlorure de phosphore.

L'autre combinaison a été décrite par M. Liebig dans ses *Annales*; elle est considérée par lui comme la combinaison du phosphure d'azote précédent avec les éléments de l'eau (PN^2+H^2O); ce serait donc un phosphure d'azote hydraté.

La composition qui est attribuée à ces deux combinaisons par les chimistes allemands, étant contraire aux idées que nous défendons, M. Laurent et moi, j'ai été conduit à soumettre ces corps à quelques nouvelles recherches. Je l'ai fait d'autant plus volontiers que nous n'avions pas encore vérifié ces idées sur des composés inorganiques, et que leur réussite sur le terrain de la chimie minérale semblait leur promettre plus d'avenir.

D'ailleurs, le phosphore et l'azote figurent eux-mêmes dans un grand nombre de substances organiques et l'on ne comprend pas trop pourquoi ces éléments suivraient d'autres lois dans des corps qui n'ont été classés dans la chimie minérale que par les besoins de l'enseignement

A part ces circonstances, je trouvais aussi une singulière com-

plication, et dans les réactions qui produisaient ces phosphures d'azote, et dans les métamorphoses de ces corps; de plus, j'avais avancé, il y a quelque temps, que la formation, les réactions et la loi de saturation étaient les mêmes pour les éthers, pour les amides, pour les anilides et en général pour tous les corps copulés, et cependant le mode de formation et la composition des phosphures d'azote présentaient des exceptions qu'il était difficile de justifier.

Les résultats que j'ai présentés à l'Académie font disparaître toutes ces anomalies. Non-seulement ils viennent à l'appui des nouvelles idées, mais ils démontrent aussi, dans les expériences des chimistes allemands, plusieurs erreurs dont on comprendra toute la gravité, si j'ajoute qu'on n'obtient pas de phosphure d'azote avec les matériaux employés par eux, et même que le phosphure d'azote n'existe pas. Les deux corps désignés à tort sous ce nom, sont des mélanges de trois corps définis: j'en appelle l'un *phosphamide*, il renferme du phosphore, de l'hydrogène, de l'azote et de l'oxygène; l'autre, que je nomme *biphosphamide*, contient du phosphore, de l'azote et de l'oxygène; le troisième enfin renferme du phosphore, de l'azote et de l'hydrogène, et s'appellera *phospham*.

Voici comment se forment les trois corps et quelle en est la composition.

Phosphamide. — Lorsqu'on fait passer du gaz ammoniac sur du perchlorure de phosphore disposé dans un long tube, le chlorure s'échauffe considérablement, fond, dégage beaucoup d'acide hydrochlorique, et produit une grande quantité de sel ammoniac. Il faut travailler en plein air ou du moins donner au gaz une issue facile, autrement l'opérateur en est beaucoup incommodé. On arrête le dégagement de l'ammoniaque quand le produit n'en absorbe plus.

Ce produit constitue une poudre blanche qu'on délaye dans l'eau, où elle ne se dissout qu'en partie en la rendant acide; la partie insoluble forme la phosphamide impure. On la purifie en la faisant bouillir pendant quelques heures avec de la potasse diluée jusqu'à ce qu'elle n'en extraye plus de chlore, puis avec de l'acide nitrique faible, et enfin avec de l'eau.

Séché à 100°, ce produit renferme :

$$[PH^3N^2O];$$

M. Liebig n'avait obtenu que 24,27 p. c. d'eau par la calcination de ce corps avec l'oxyde de cuivre; je n'en ai jamais obtenu moins de 34 p. c., et certainement ce n'est pas pour avoir opéré sur un produit encore humide, car après avoir été séché au bain-marie ce soi-disant hydrate de phosphure *ne cède pas une trace d'eau* quand on le porte, au bain d'alliage, au delà de 200° ou qu'on le calcine à feu nu; mais alors il dégage de l'ammoniaque parfaitement pure, et se convertit en biphosphamide.

Une semblable erreur a été commise dans le dosage de l'azote; M. Liebig n'en a obtenu que 28,5 pour 100, tandis que le corps en renferme 35,5 pour 100, ainsi que le prouvent mes déterminations de ce gaz à l'état d'ammoniaque.

Voici d'ailleurs une réaction qui met hors de doute l'exactitude de ma formule.

Cette formule exprime les éléments du phosphate d'ammoniaque neutre moins les éléments de 3 at. d'eau (1) :

$$[PH^3O^4,2NH^3]-3H^2O=PH^3N^2O.$$

Une semblable expression supposerait au produit la propriété de se convertir en phosphate d'ammoniaque, si l'on parvenait y fixer les éléments de l'eau.

Or, cette métamorphose réussit de la manière suivante : Dans un tube de verre, de la dimension des tubes à analyse, et fermé par un bout, on place de la phosphamide humide, telle qu'elle se présente après une simple dessiccation à l'air; si l'on entoure alors le tube de charbons incandescents, la transformation s'effectue en peu d'instants; il se dégage des torrents d'ammoniaque, la matière fond, et si on la retire alors du feu, on a un verre transparent qui n'est autre chose que de l'*acide métaphosphorique*, avec quelque peu de métaphosphate d'ammoniaque. Ce

(1) Je dois rappeler, pour l'intelligence de ces formules, que je dédouble la formule de l'acide phosphorique $\frac{P^2O^5,3H^2O}{2}=PH^3O^4$.



verre se dissout dans l'eau et donne les réactions si caractéristiques des métaphosphates.

J'ai donné à cet égard tous les détails dans mon Mémoire.

Cette transformation se conçoit par l'équation suivante :

$$PH^3N^2O + 2H^2O = [PHO^3, NH^3] + NH^3.$$

On sait que le métaphosphate d'ammoniaque se convertit par la chaleur en ammoniaque et en acide métaphosphorique; on sait aussi que, par l'ébulliton dans l'eau, ce dernier se convertit en acide phosphorique ordinaire.

Au surplus, la phosphamide se convertit en phosphate ordinaire quand on la fait fondre avec de la potasse caustique :

$$PH^3N^2O + 3[(KH)O] = 2NH^3 + PK^3O^4.$$

Biphosphamide. — Si, au lieu de soumettre à l'action de la chaleur de la phosphamide humide, on chauffe ce corps d'une manière semblable, après l'avoir complétement desséché au bain-marie, il perd tout son hydrogène à l'état d'ammoniaque; le résidu au lieu de fondre comme dans l'expérience précédente, ne change pas d'aspect. Soumis alors à l'analyse, il se trouve avoir perdu la moitié de son azote et la totalité de son hydrogène :

$$PH^3N^2O - NH^3 = PNO.$$

Il reste donc un corps composé d'atomes égaux de phosphore, d'azote et d'oxygène. Pour avoir ce produit entièrement exempt de phosphamide, il faut le maintenir pendant assez longtemps à la température du rouge sombre.

L'aspect physique ne distingue pas cette nouvelle substance du corps précéent; comme ce dernier, elle constitue une poudre blanche, insoluble dans tous les solvants. Elle se comporte d'ailleurs comme la phosphamide, si on l'humecte d'eau et qu'on l'expose à l'action de la chaleur, dans les mêmes circonstances :

$$PNO + 2H^2O = [PHO^3, NH^3].$$

Avec la potasse en fusion, la nouvelle substance donne pareillement du phosphate ordinaire, avec dégagement d'ammoniaque :

$$PNO + 3(KH)O = PK^3O^4 + NH^3.$$

Toute la différence consiste en ce que, toutes choses étant égales, la biphosphamide ne donne que la moitié de l'ammoniaque fournie par la phosphamide; il a entre ces corps les mêmes rapports qu'entre le phosphate d'ammoniaque neutre et le biphosphate d'ammoniaque; les deux nouvelles amides représentent ces deux sels moins les éléments de 3 atomes d'eau :

$$[PH^3O^4, 2NH^3] - 3H^2O = \text{Phosphamide.}$$
$$[PH^3O^4, NH^3] - 3H^2O = \text{Biphosphamide.}$$

La nouvelle amide, dont je viens de signaler l'existence, me paraît mériter toute l'attention des chimistes; c'*est la première amide non hydrogénée*, et, à ce titre, elle doit singulièrement embarrasser les partisans des radicaux et de la théorie dualistique. Comment, en effet, construire, dans la formule de ce corps, les éléments du radical hypothétique amidogène N^2H^4?

Phospham. — On a pu remarquer l'intervention de l'eau dans la formation des composés précédents; nous examinerons tout à l'heure la nature de la réaction.

Mais voyons ce qu'on obtient si l'on en exclut l'eau et si, au lieu de traiter par ce liquide le produit de l'action de l'ammoniaque sur le perchlorure de phosphore, on le soumet directement à la calcination en vase clos (1).

Il se dégage alors du sel ammoniac et de l'acide hydrochlorique, et l'on obtient un résidu parfaitement blanc, lequel constitue, selon MM. Liebig et Woehler, le phosphure d'azote PN^2.

L'assertion de ces chimistes n'est pas exacte : ce résidu renferme trois choses, si, pour l'obtenir, on n'observe pas des précautions particulières. Il contient alors : 1° de la biphosphamide; 2° un composé formé de phosphore, d'azote et d'hydrogène, composé que j'appelle *phospham;* 3° un corps chloré que je n'ai pas pu isoler, mais qui a la propriété de se convertir en phosphamide et en sel ammoniac au contact de l'eau.

Pour avoir un produit exempt de chlore et d'oxygène, il est indispensable d'opérer sur des substances parfaitement sèches (on sait avec quelle promptitude le perchlorure de phosphure

(1) Il faut se garder de faire cette opération dans un vase en platine, car il s'attaquerait avec une grande facilité.

attire l'humidité), et de terminer l'action de l'ammoniaque à la faveur d'une température fort élevée. Dans les circonstances où s'étaient placés les chimistes allemands, je n'ai jamais pu obtenir un produit exempt de chlore; ils ont attribué la présence de cet élément à un mélange de sel ammoniac, mais c'est là une erreur, le chlore ne s'y trouvant que par suite d'une réaction incomplète entre l'ammoniaque et le perchlorure de phosphore (1).

Le phospham renferme 1,5 p. c. d'hydrogène. MM. Liebig et Woehler n'ayant pas atteint ce chiffre, ont attribué à l'humidité de l'oxyde de cuivre l'eau qu'ils avaient recueillie dans leurs observations. C'est encore une erreur. Même en se plaçant dans les circonstances où ils ont opéré, pour obtenir leur prétendu phosphure d'azote, on recueille toujours de 0,7 à 0,9 p. c. d'hydrogène, c'est-à-dire de 8 à 10 p. c. d'eau, ou des quantités bien supérieures à celles qu'on pourrait attribuer à l'humidité.

Bref, il ne se forme pas de phosphure d'azote par l'action de l'ammoniaque sur le perchlorure de phosphore; quand l'action de l'alcali est complète, il reste un corps renfermant à la fois du phosphore, de l'azote et de l'hydrogène, et que je représente par

$$[PHN^2].$$

Voici une réaction qui garantit l'exactitude de cette formule. Si l'on humecte légèrement le phospham et qu'on le porte brusquement au rouge, dans un tube fermé par un bout, il donne des torrents d'ammoniaque et se convertit en un verre d'acide métaphosphorique. La réaction est exactement la même qu'avec la phosphamide et la biphosphamide; or,

$$PHN^2 + 3H^2O = [PHO^3, NH^3] + NH^3.$$

Un phospham qui renfermerait encore du chlore, bien qu'ayant été fortement calculé, donnerait, dans ces circonstances, outre les produits précédents, du sel ammoniac.

---

(1) Dans quelques expériences, j'ai observé, comme MM. Woehler et Liebig, la formation simultanée, en très-petite quantité, d'une matière odorante et camphrée, mais il m'a été impossible de la reproduire à volonté en quantité un peu notable. D'autres préparations ne m'en ont pas donné du tout. D'ailleurs les métamorphoses du phospham démontrent que cette matière camphrée appartient à une autre réaction.



Par la potasse en fusion on obtient, comme avec les deux amides précédentes, du phosphate ordinaire et de l'ammoniaque.

Le phospham constitue, comme elles, une poudre blanche insipide, insoluble dans les solvants ordinaires.

Interprétation de la réaction. — Les composés que je viens de faire connaître, se produisent de la manière suivante, avec l'ammoniaque et le perchlorure de phosphore.

Volumes égaux de perchlorure et d'ammoniaque équivalent à du phospham plus de l'acide hydrochlorique :

$$PCl^5 + 2NH^3 = PHN^2 + 5HCl.$$

Ces produits, cependant, ne représentent que la réaction finale, et tout le chlore n'est pas immédiatement enlevé par l'ammoniaque ; il se forme d'abord, dans une première action, une substance chlorée, la *chlorophosphamide*, laquelle se détruit par la chaleur, en dégageant de l'acide hydrochlorique ; cette même substance chlorée est aussi attaquée par l'eau et mieux encore par la potasse, en produisant du chlorure et de la phosphamide.

On a dans cette supposition :

$$PCl^5 + 2NH^3 = \overbrace{PCl^3N^2H^4}^{\text{Chlorophosphamide}} + 2HCl$$

$$PCl^3N^2H^4 = 3HCl + \overbrace{PHN^2}^{\text{Phospham}}$$

$$PCl^3N^2H^4 + H^2O = 3HCl + \underbrace{PH^3N^2O}_{\text{Phosphamide.}}$$

Dans le cas où l'action de l'ammoniaque serait incomplète, où l'on aurait, par exemple,

$$PCl^5 + NH^3 = PCl^4NH^2 + HCl$$

$$PCl^4NH^2 = 2HCl + PCl^3N,$$

la chaleur donnerait alors un corps chloré et non hydrogéné que le contact de l'eau pourrait convertir également en acide métaphosphorique, acide hydrochlorique et ammoniaque, puisque

$$PCl^3N + 3H^2O = PHO^3 + 2HCl + NH^3.$$

Les faits que je viens d'exposer peuvent se résumer de la manière suivante :

1) Il ne se forme pas de phosphure d'azote, ainsi que l'avait avancé M. Liebig, par l'action de l'ammoniaque sur le perchlorure de phosphore.

2) Ce prétendu phosphure d'azote renferme *un et un demi* pour cent d'hydrogène.

3) L'hydrate de phosphure d'azote du même chimiste n'existe pas non plus.

4) Les composés qui ont été décrits sous le nom de phosphures d'azote, sont à porter au nombre de trois, et sont des *amides de l'acide phosphorique*.

5) Sous l'influence simultanée de la chaleur et de l'eau, ils se convertissent, tous les trois, en acide métaphosphorique et en ammoniaque.

6) La composition de ces trois composés est d'accord avec les propositions que nous avons émises, M. Laurent et moi, sur la composition des corps azotés et phosphorés.

N. LASKOWSKI. — Sur les combinaisons protéiques.

Le journal de Giessen (1) renferme une longue dissertation, dans laquelle M. Laskowski cherche à prouver que la théorie des combinaisons protéiques, imaginée par M. Mulder, ne repose que sur des hypothèses ou sur des erreurs expérimentales.

Après avoir discuté avec soin les faits déjà connus, et entrepris lui-même quelques expériences, M. Laskowski est conduit en définitive à déclarer que les formules adoptées par M. Mulder pour les matières albuminoïdes ne sont pas même acceptables comme formules empiriques, attendu qu'elles ne s'accordent pas avec l'analyse; que le corps désigné par M. Mulder sous le nom de *protéine* est sulfuré, et présente une composition tout autre que celle que lui prête la théorie du chimiste hollandais; qu'on n'obtient pas non plus de protéine exempte de soufre en suivant des procédés autres que ceux indiqués par lui, et que par conséquent il n'y a aucune raison pour admettre même par hypothèse l'existence de la protéine.

Que deviennent maintenant les nombreuses théories physiologiques que M. Liebig a basées sur ce corps?

---

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 129.

Chimie.

Recherches sur le suc d'aloès.

Extrait d'une thèse soutenue à l'École spéciale de pharmacie de Paris, par M. Edmond Robiquet.

SUITE ET FIN.

La chaux caustique a une action très-remarquable sur l'aloès. On prend aloès 100 grammes, chaux vive 50. On réduit ces deux substances en poudre fine et on les passe ensemble au tamis de soie. Il est bon de ne pas employer des proportions plus fortes que celles qui sont indiquées, afin d'éviter la formation des produits secondaires qu'il est très-difficile ensuite de séparer. La poudre est introduite dans une petite cornue de grès ou de verre lutée, munie de son récipient; on chauffe très-modérément, jusqu'à ce qu'on voie se dégager des fumées blanches accompagnées de gaz inflammables : à ce moment on retire le feu et on laisse l'opération continuer d'elle-même. La réaction est alors très-vive, l'appareil se remplit tout à coup de fumées blanches et opaques ; des gaz inflammables se dégagent en abondance, il se fait dans l'intérieur de la cornue une sorte de trépidation et on voit suinter sur les parois de l'allonge des gouttes huileuses de couleur citrine. Il faut avoir soin de refroidir sans cesse le récipient pour empêcher les vapeurs d'entraîner avec elles ce produit huileux presque entièrement formé d'*aloïsol*. Il est surtout important de ne pas chercher à diminuer la durée de cette première partie de l'opération en chauffant davantage, la réaction serait alors tellement violente que l'appareil sauterait en éclats. Lorsque le dégagement de gaz et de vapeurs a cessé, le liquide huileux distille sans mélange de produits gazeux. On peut à ce moment augmenter la température sans inconvénient, en ayant soin toutefois de la régler de telle manière que la liqueur passant à la distillation ne tombe que goutte à goutte. On arrive ainsi progressivement jusqu'à la chaleur rouge, mais au delà de ce terme, il ne distille plus qu'une eau laiteuse à peine

chargée d'*aloïsol*. On sépare alors les produits condensés dans le récipient et on donne un violent coup de feu. Dans cette seconde phase de l'opération, il se passe des phénomènes semblables à ceux qui se produisent lorsque dans la distillation sèche de l'aloès pur on a atteint la température de 140°c. Pour en revenir à la première partie de la distillation avec la chaux, je dois ajouter que l'*aloïsol* se formant en très-petite quantité, il est indispensable de répéter cinq ou six fois la même opération et de réunir les produits dans un seul flacon hermétiquement bouché. Après douze heures de repos, les liquides obtenus se séparent en deux couches bien distinctes : la première est formée d'*aloïsol* encore impur et très-acide qui occupe la partie supérieure ; la seconde est une eau acide et légèrement opaline. Il arrive aussi quelquefois qu'au fond du vase, il se trouve quelques gouttes d'une huile jaune verdâtre non volatile, entraînée à la distillation avec les vapeurs. On enlève avec une pipette la couche d'*aloïsol* et on l'agite avec de l'eau de baryte jusqu'à ce que toute réaction acide ait disparu : on le dessèche ensuite en le mettant en contact pendant plusieurs jours avec du chlorure de calcium dans des tubes scellés à la lampe afin d'éviter une réoxydation. Pour obtenir l'*aloïsol* parfaitement pur, il ne reste plus qu'à le distiller une ou deux fois au bain d'huile et à recueillir seulement la portion passant à 130°. Comme l'*aloïsol* absorbe l'oxygène de l'air avec une grande facilité surtout à la température de 130°, on devra séparer le premier tiers du produit distillé et le réserver pour l'analyse. Le dernier tiers sera suffisamment pur pour servir à l'étude des produits de réaction. Les tubes dans lesquels auront été recueillies l'une et l'autre de ces deux parties seront scellés à la lampe et conservés à l'abri de la lumière solaire. Cent parties d'aloès ne donnent qu'une partie d'*aloïsol* complétement pur.

I. *Propriétés de l'aloïsol.* — Préparé d'après la méthode qui vient d'être indiquée, l'*aloïsol normal* se présente sous la forme d'un liquide incolore ou d'un jaune ambré très-pâle ; il possède une odeur vive et pénétrante qui rappelle à la fois celle de l'*huile de pommes de terre* et de l'*essence d'amandes* amères ; il est complétement insoluble dans l'eau et se dissout en toutes proportions dans l'alcool et l'éther. L'*aloïsol* bout à 130° ; sa densité à l'état

liquide et à + 15°c est de 0,877; un froid de — 20°c ne le solidifie pas.

L'aloïsol se comporte chimiquement comme un aldéhyde : ainsi, il absorbe l'oxygène de l'air avec une telle rapidité qu'il suffit de le verser d'un vase dans un autre pour qu'il s'acidifie très-sensiblement et rougisse le papier de tournesol.

Mis en contact à l'état anhydre avec le gaz ammoniac sec, il l'absorbe rapidement si la température est très-basse, et se transforme en un liquide huileux soluble dans l'alcool, mais insoluble dans l'éther et dans l'eau.

Ce liquide huileux, qui est sans doute l'*aloïsol ammoniacal*, est si peu stable qu'à 1 ou 2° au-dessus de zéro, il se sépare déjà en *aloïsol* et en *gaz ammoniac* qui se dégage. Si on ajoute un peu d'acide sulfurique refroidi à de l'*aloïsol ammoniacal* plongé dans un mélange refrigérant, il ne se manifeste aucune réaction; mais dès que ces deux corps sont soustraits à l'influence du froid, il se produit une action chimique très-vive et l'on voit se séparer une grande quantité d'aloisol.

Pour obtenir l'aloïsol ammoniacal, il suffit de faire passer un courant de gaz ammoniac sec dans une solution éthérée anhydre d'aloïsol entourée d'un mélange réfrigérant. On voit bientôt tomber au fond du vase une huile très-fluide à la température de — 20° et qui ne peut être conservée que sous l'influence d'un grand froid ou d'une forte pression.

Si on retire l'*aloïsol ammoniacal* du mélange réfrigérant et qu'on l'expose à l'action d'une température de 1 ou 2°, il se sépare en gaz ammoniac qui se dégage et en aloïsol normal qui disparaît dans la liqueur éthérée. En faisant passer de nouveau dans cette solution un courant de gaz ammoniac, on reproduit encore l'*aloïsol ammoniacal*, lequel se décompose de nouveau en ses deux éléments, de sorte qu'on aurait ainsi une série de combinaisons et de décompositions, pour ainsi dire illimitées. Je n'ai pu vaincre les difficultés inhérentes à l'analyse d'un composé aussi éphémère, et il m'a été impossible de mesurer exactement le volume de gaz ammoniac que l'*aloïsol* absorbe lorsqu'on le met en contact avec ce dernier, sous le mercure. En effet, l'absorption n'a lieu que par un froid de — 20° environ, de sorte que si, au moment où le niveau ne change plus, on

enlève le mélange réfrigérant qui entoure la cloche, le *gaz ammoniac s'est en grande partie séparé de la combinaison* avant qu'on ait eu le temps de lire la division.

Lorsqu'on chauffe légèrement dans un petit ballon ou un tube de verre un mélange d'aloïsol en solution alcoolique, d'ammoniaque et de nitrate d'argent, on voit les parois du vase se tapisser d'une couche d'argent métallique qui du jour au lendemain prend un aspect miroitant. En variant les doses du sel d'argent, on obtient des dépôts métalliques de nuances très-variables, mais se rapprochant plus ou moins du violet et du bleu. Ilest à remarquer que les diverses teintes ne se produisentque si l'argent s'est déposé en couche assez mince pour être facilement traversé par la lumière. On ne saurait donc admettre l'opinion des physiciens qui prétendent que l'or seul a la propriété de laisser passer les rayons bleus lorsqu'il présente une grande minceur. J'ai vu que l'or réduit par l'aloès présentait, à s'y méprendre, l'aspect de l'argent métallique; j'ajouterai que si on place entre l'œil et la lumière un tube tapissé d'une pareille couche d'or, on remarque que les rayons violets traversent seuls l'enduit métallique, ainsi que cela a lieu quelquefois pour l'argent. Je crois qu'il serait mieux de dire que ces métaux agissent simplement sur la lumière comme lames minces. La couleur que l'or ou l'argent affectent dans ces circonstances ne dépendrait plus alors de la nature du métal, mais de l'épaisseur de la couche déposée. M. Becquerel (1), en recouvrant divers métaux de couches très-minces d'oxyde de plomb a obtenu les colorations les plus variées: d'un autre côté, M. Dupasquier (2) a prouvé qu'un grand nombre de corps opaques métalliques ou non métalliques produisaient une couleur bleue constante lorsqu'on les tenait en suspension dans l'eau à l'état de poudre impalpable. Il en résulte que la couleur affectée par un corps opaque amené à un grand état de division ne dépend pas de sa nature, mais de son épaisseur.

Souvent les aldéhydes se changent spontanément en corps

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, 1843, t. XVII, p. 1.—1844, t. XVIII, p. 197.

(2) Mémoire déjà cité.

isomères dans lesquels la molécule se trouve plusieurs fois condensée. J'ai vainement essayé d'obtenir avec l'*aloïsol* de semblables transformations, et je n'ai pas mieux réussi à préparer un *hydrate* en suivant la méthode au moyen de laquelle M. Bussy (1) s'est procuré l'*œnanthol hydraté*.

L'*aloïsol*, exposé au contact de l'air, en absorbe l'oxygène avec rapidité : il se colore en rouge brun, se transforme en un acide plus lourd que l'eau, auquel je donnerai le nom d'*acide aloïsique*. On peut rendre ce phénomène d'oxydation plus sensible en s'y prenant de la manière suivante : au fond d'un verre à expérience, on place un morceau de potasse caustique qu'on arrose légèrement d'éther, puis on verse par-dessus, avec précaution, une certaine quantité d'eau qui ne peut attaquer la potasse qu'autant que l'éther est déplacé : cette substitution des deux liquides s'opère assez lentement pour qu'on ait le temps d'ajouter autant d'eau qu'il est nécessaire; on est certain alors que les couches supérieures ne contiennent pas d'alcali. On verse ensuite quelques grammes d'*aloïsol* qui, étant plus léger que l'eau, se tient à la surface; mais bientôt, subissant l'action oxydante de l'air, il se transforme en *acide aloïsique*; celui-ci, traversant le liquide sous forme de larges gouttes rougeâtres, tombe au fond du vase et disparaît dans l'excès d'alcali dont les couches inférieures sont saturées.

Si, au lieu d'abandonner l'*aloïsol* à un mode d'oxydation aussi peu énergique, on le soumet à l'action de l'acide azotique, de l'oxyde de cuivre, de l'acide chromique ou de l'eau chlorée, il éprouve une altération bien plus profonde et qui mérite, je crois, d'être mentionnée.

Action de l'acide chromique sur l'*aloïsol*. Dans une très-petite pipette j'introduisis 2 à 3 grammes d'*aloïsol*; les deux extrémités effilées furent recourbées parallèlement à elles-mêmes et les pointes brisées. Je fis tomber la pipette dans une petite cornue contenant une solution faite avec 10gr. d'acide chromique cristallisé, et 30gr. d'eau. Le bec de la cornue était effilé et recourbé à angle droit à la lampe; un tube bouché par un bout servait de récipient et plongeait dans l'eau froide. Je chauffai alors

(1) *Journ. de Pharm.*, 3e série, t. VIII, p. 321.

graduellement la solution chromique ; le liquide contenu dans l'intérieur de la pipette dilaté peu à peu par l'action de la chaleur, s'échappait par les deux extrémités, se mêlait à l'acide chromique et subissait ainsi très-lentement son influence. Pendant une demi-heure que dura la réaction, il se produisit un dégagement constant de *vapeurs d'eau* et d'*acide carbonique* en même temps qu'il se répandit une odeur très-sensible d'*amandes amères*. L'eau condensée dans le récipient était laiteuse, très-odorante et nullement acide. Pensant qu'il s'était formé de l'essence d'amandes amères, et désirant en obtenir une plus grande quantité, je recommençai l'opération avec 10 gr. d'*aloïsol* divisés en deux pipettes, et je me servis du même récipient contenant encore l'eau laiteuse recueillie à la première distillation. Le liquide obtenu était tellement opaque qu'il ressemblait à du lait ; je l'agitai avec un peu d'éther qui l'éclaircit sur-le-champ. La solution éthérée fut décantée, puis abandonnée au contact de l'air dans une petite capsule de verre : il ne resta, quelques instants après, qu'une légère couche huileuse qui, au bout de deux ou trois jours, fut transformée en petites aiguilles aplaties et prismatiques faciles à reconnaître pour de l'*acide benzoïque*.

Lorsqu'au lieu d'une solution d'acide chromique on emploie l'oxyde de cuivre, on donne naissance à la même réaction ; seulement il faut employer un grand excès d'oxyde et chauffer jusqu'à 200°.

Il est évident, d'après ce qui précède, que l'*aloïsol*, *sous l'influence de l'acide chromique ou de l'oxyde de cuivre, est transformé en eau, acide carbonique et essence d'amandes amères.*

La formule suivante rend, du reste, parfaitement compte de la réaction :

$$C^{16}H^{12}O^{6} + O^{6} = C^{14}H^{6}O^{2} + C^{2}O^{4} + H^{6}O^{6},$$

c'est-à-dire que deux équivalents d'*aloïsol*, plus six équivalents d'oxygène, donnent un équivalent d'essence d'amandes amères, plus deux équivalents d'acide carbonique, plus six équivalents d'eau. L'acide nitrique faible convertit également l'*aloïsol* en essence d'amandes amères, mais comme les produits recueillis à la distillation sont nécessairement acides, je ne pouvais être convaincu de la formation de l'essence, et j'étais plutôt porté à

croire qu'il s'était formé de l'*acide cyanhydrique*. Si l'acide nitrique est concentré, l'action est tellement vive qu'il y a une sorte d'explosion : il se produit une huile *épaisse* et *goudronneuse* presque entièrement formée d'acide aloïsique, qui disparaît bientôt à son tour et se trouve convertie en *acide picrique* et en une *résine d'un beau rouge orangé* imprégnée d'une forte odeur d'*amandes amères*, et entremêlée de cristaux d'*acide oxalique*. Je n'ai pu remarquer dans ces derniers produits d'oxydation la présence de l'*acide benzoïque*, sans doute entraîné par les vapeurs nitreuses.

L'*eau chlorée* transforme l'*aloïsol* en acide aloïsique sans qu'il paraisse se former d'autres corps; il se développe simplement une légère odeur d'amandes amères.

L'aloïsol a donné à l'analyse :

	I.	II.	III.	IV.	Théorie.	Poids de l'équivalent.	
Carbone.. . . .	»	61,54	60,28	60,42	61,54	600	C^8.
Hydrogène. . .	7,71	7,68	»	7,26	7,69	75	H^6.
Oxygène. . . .	»	30,78	»	32,32	30,77	300	O^3.
		100,00		100,00	100,00	975	$C^8H^6O^3$.

Acide aloïsique et aloïsates. — L'*aloïsol* abandonné au contact de l'air ou soumis à l'action de l'eau chlorée ou de l'acide nitrique concentré, se transforme en un acide particulier auquel j'ai cru devoir donner le nom d'*acide aloïsique*.

L'*acide aloïsique* se présente sous forme d'un liquide brun rouge beaucoup plus lourd que l'eau dans laquelle il est insoluble, et répandant une odeur de castoreum très-prononcée. L'alcool et l'éther le dissolvent en toutes proportions. Lorsque l'*acide aloïsique* est anhydre, il bout à 250° C.; mais il n'est pas volatil, ce qui permet de le séparer facilement de l'*aloïsol* qu'il pourrait retenir. Si l'on mêle de l'*acide aloïsique* à des solutions de potasse ou de soude très-concentrés, il les sature *sans faire disparaître leur réaction alcaline*; il s'unit aux carbonates alcalins *sans déplacer l'acide carbonique*. Toutes ces combinaisons se présentent sous forme de masses amorphes.

L'*aloïsate de baryte* constitue une poudre insoluble d'un blanc terreux et très-sensiblement acide; on l'obtient par double décomposition avec le sel de potasse et le chlorure de baryum.

Toutes ces combinaisons salines se séparent de leurs éléments, même dans le vide, lorsqu'on veut les dessécher. En les traitant alors par l'éther, on enlève l'acide et la base reste libre. Comme, de plus, l'*acide aloïsique* se résinifie très-facilement à l'air, il m'a été impossible d'obtenir une concordance suffisante dans les analyses, et les nombres que j'ai trouvés diffèrent trop entre eux pour que je puisse les présenter. Je le regrette d'autant plus que, l'*aloïsol* s'écartant par sa composition de la formule générale des *aldéhydes*, je tenais à obtenir, sur la composition de l'acide qui en dérive, des résultats exacts.

On sait, en effet, que les *aldéhydes* qui se trouvent si naturellement placés entre les alcools et les acides monobasiques, ne contiennent que deux équivalents d'oxygène. Sous l'influence des agents d'oxydation, deux nouveaux équivalents d'oxygène entrent dans la molécule de l'aldéhyde qui est transformé en *acide monobasique*.

Ainsi, l'*acétol :* $C^4H^4 + O^2$ se change en *acide acétique :* $C^4H^4 + O^4$ en fixant O^2. De même l'*œnanthol :* $C^{14}H^{14} + O^2$ ne diffère de l'*acide œnanthylique :* $C^{14}H^{14} + O^4$ que par deux équivalents d'oxygène. J'étais donc curieux de savoir si l'*aloïsol :* $C^8H^6O^2$ passerait à l'état d'*acide aloïsique* en observant un ou deux équivalents d'oxygène. Dans le premier cas, l'*acide aloïsique* aurait eu pour formule : $C^8H^6O^4$, et aurait correspondu, pour la proportion d'oxygène, aux acides monobasiques. Dans le second, sa formule aurait été : $C^8H^6O^6$, et se serait écartée du symbole général des acides monobasiques ; mais la quantité d'oxygène absorbée pendant la conversion de l'*aldéhyde aloïsique* en son acide correspondant, aurait été la même que celle qui est nécessaire aux autres aldéhydes pour subir une transformation analogue. Les difficultés que j'ai éprouvées pour obtenir un *acide aloïsique* d'une composition constante m'ont empêché de résoudre ce problème.

La formule de l'*aloïsol* ne cadre pas non plus, sous le rapport de l'hydrogène, avec le symbole général des aldéhydes ; il renferme, en effet, deux équivalents d'hydrogène de moins que la théorie ne l'indique, sa formule étant $C^8H^6O^2$ au lieu de $C^8H^8O^2$. Je ferai observer qu'on a peut-être appliqué avec trop de rigueur à la formule générale des aldéhydes, une règle à la-

quelle on trouvera sans doute un jour plus d'une exception. Des principes non moins absolus établis pareillement pour la composition des *alcools* ont été renversés par M. Laurent (1), qui a démontré que l'acide carbolique : $C^{12}H^{5}O$, HO, jouait le rôle d'un alcool dans toutes ses combinaisons chimiques, quoiqu'il s'écartât singulièrement par sa composition de la formule générale attribuée à cette classe de corps.

Je puis donc en conclure que l'aloïsol doit être rangé, d'après ses fonctions chimiques, dans la classe des aldéhydes, quoiqu'il diffère de ces corps par sa composition.

Action du chlore sur l'aloès.

L'action que le chlore exerce sur l'aloès en solution aqueuse ou alcoolique a été fort peu étudiée jusqu'ici. On sait seulement qu'il se produit alors une espèce de résine assez semblable à celle qui résulte de l'action prolongée de l'air atmosphérique (2). Ce sujet mérite cependant d'autant plus d'être examiné que les corps chlorés qui se forment dans ces circonstances présenteht des propriétés caractéristiques et affectent des formes cristallines très-nettes.

I. — *Aloès en solution aqueuse.* — Je me suis constamment servi pour toutes les expériences qui vont suivre, d'une solution d'aloès faite à froid et évaporée aux deux tiers afin d'opérer sur un moindre volume de liquide. Lorsqu'à travers une pareille solution on fait passer un courant de chlore très-rapide, il se sépare une matière jaune floconneuse, que les bulles de gaz soulèvent, jusqu'à la surfac de la solution, sous forme de petits sphéroïdes à minces parois. Ces sphéroïdes s'agglomèrent les uns aux autres jusqu'à ce que leur poids devienne assez considérable pour qu'ils soient entraînés au fond du vase. A mesure que la production de cette matière jaune diminue, on voit la solution aloétique prendre toutes les nuances du vert de vessie, puis la teinte se communique au précipité jaune lui-même et ne disparaît que si on continue pendant longtemps encore l'action du chlore; après 24 ou 36 heures d'un

---

(1) *Revue scientifique*, t. V, p. 233; VI, 65; IX, 5.

(2) Berzélius, *Traité de Chimie*, 1833, t. V, p. 557.

courant soutenu, le précipité aloétique, qui a déjà passé du jaune pâle au vert foncé, se décolore et disparaît enfin converti en acides oxalique, chlorhydrique et carbonique comme la plupart des matières organiques soumises au même traitement. Si l'on arrête le courant de chlore au moment où la solution aloétique et le précipité jaune ont pris une couleur verte très-prononcée et qu'on décante le liquide acide surnageant, on remarque que le fond et les parois du vase sont tapissés d'une matière résinoïde et foliacée présentant l'apparence d'arborisation et qu'il est facile de délayer dans l'eau en une sorte de pulpe. Cette matière jetée sur un filtre a *été* lavée à l'eau distillée bouillante qui a entraîné, outre l'acide chlorhydrique, une quantité notable de sulfate de chaux et d'acide oxalique.

La masse déjà épuisée par l'eau est traitée par l'alcool froid qui dissout une résine brune, puis par l'alcool bouillant, jusqu'à ce que ce liquide prenne une teinte d'un bleu rosé. Il ne reste plus alors sur le filtre qu'un dépôt floconneux légèrement bleuâtre, qui est en grande partie composé de sulfate de chaux et d'albumine végétale coagulée (?). En évaporant la solution qui provient du traitement par l'alcool bouillant, on obtient *le plus souvent* un corps chloré nouveau qui présente dans ses premières cristallisations la forme et l'apparence de l'acide gallique et auquel j'ai donné le nom de *chloraloïle*. Pour le purifier, il suffit de laver les cristaux à l'alcool froid jusqu'à ce qu'ils soient parfaitement blancs et de le faire cristalliser une ou deux fois dans l'alcool bouillant. La préparation de ce corps, sans être difficile, est très-capricieuse, et il arrive quelquefois qu'en suivant exactement le procédé qui vient d'être indiqué, on n'en obtienne pas une trace. J'avais d'abord pensé qu'il ne se formait que sous l'influence de la radiation solaire, mais j'ai reconnu ensuite qu'on pouvait le préparer également à l'abri de la lumière. Ces anomalies dans la production des corps *chlorogénés* ne sont pas du reste nouvelles, et M. Malaguti (1) en a cité un exemple remarquable au sujet de la préparation de l'éther perchloré.

A. *Propriétés du chloraloïle.* — Le chloraloïle cristallise en

(1) *Annal. de Chim. et de Phys.*, 3e série, t. XVI, p. 6.

aiguilles légères et soyeuses, d'un blanc éclatant, très-solubles dans l'alcool bouillant et l'éther, presque complétement insolubles dans l'eau et l'alcool froid. Lorsque les solutions alcooliques sont très-concentrés, elles se prennent en gelée par le refroidissement, et forment une sorte d'empois feutré. Si on soumet le chloraloïle à l'action de la chaleur, il fond vers 140° en un liquide transparent qui se prend par le refroidissement en une masse cristalline composée de parallélipipèdes microscopiques. En chauffant du chloraloïle dans une cornue, jusqu'à la température de 155°, il bout, puis distille sans laisser de résidu. De nombreux cristaux se condensent dans le col de la cornue, et présentent la même forme et les mêmes propriétés que ceux qui proviennent de la simple fusion à 140°. Le chloraloïle se dissout en jaune dans les acides sulfurique, nitrique, acétique, et se décompose. Lorsqu'on l'agite avec une solution de potasse ou de soude, et qu'on porte ensuite à l'ébullition, il est complétement décomposé et donne naissance à un mélange de chlorure de potassium ou de sodium et de carbonate alcalin. L'ammoniaque absorbe des quantités considérables de *chloraloïle*. La solution passe par toutes les teintes du jaune et du rouge, et précipite par les acides en flocons jaunâtres n'ayant aucun rapport de composition avec le choraloïle. Si on évapore la liqueur ammoniacale à une douce chaleur, on obtient simplement des cristaux de sel ammoniac. L'eau de baryte dissout très-facilement le chloraloïle en pourpre : la solution abandonnée à une évaporation spontanée se décolore peu à peu à mesure qu'il se dépose des cristaux de chlorure de baryum. Le chloraloïle, traité par la potasse en fusion ou en solution très-concentrée, ne donne pas d'acide particulier. Il se forme simplement du carbonate et du chlorure de potassium.

Le chloraloïde contient

	Théorie.	Poids de l'équivalent (1).	
Carbone . . .	50,85	975	C^{13}
Chlore.	23,08	442,6	Cl.
Oxygène. . . .	26,07	500	O^5.
	100,00	1917,6	$C^{13}ClO^5$.

(1) C = 75.

Le chloraloïle, ainsi qu'on a pu le voir, ressemble au *chloranile* par un grand nombre de propriétés. Ainsi, comme lui, il ne contient pas d'hydrogène et n'est formé que de carbone, de chlore et d'oxygène; comme lui, il est insoluble dans l'eau et l'alcool froid, soluble dans l'alcool bouillant et dans l'éther, volatil sans décomposition; tous deux enfin proviennent du traitement d'une matière colorante par le chlore. Le chloraloïle diffère cependant du chloranile par l'altération qu'il éprouve dans son contact avec les bases alcalines. On sait, en effet, que le chloranile ($C^6Cl^2O^2$) se transforme sous l'influence de la potasse et de la soude caustique en acide *chloranilique* ($C^6Cl.O^3$); il perd alors 1 équivalent de chlore qu'il échange contre un équivalent d'oxygène. Le chloraloïle ($C^{13}Cl.O^5$) se décompose en acide carbonique et en chlore qui s'unissent tous deux à l'excès d'alcali : la faible proportion de chlore et la grande quantité de carbone qui entrent dans sa molécule sont peut-être les causes de ce mode particulier d'altération.

D. — *Résine brune* (*a*). — La résine brune, qu'on sépare si facilement, au moyen de l'alcool froid, du chloraloïle avec lequel elle prend naissance sous l'influence du chlore, se présente, après la dessiccation, sous forme d'écailles brillantes de couleur bistrée et n'offrant aucune trace de cristallisation. Elle est soluble dans l'alcool et l'éther, insoluble dans l'eau, se comporte avec les bases comme un acide faible et donne avec celles-ci des sels foncés incristallisables et sans intérêt. L'acide nitrique concentré convertit la résine brune en acide oxalique, et il se dégage en même temps des vapeurs piquant vivement les yeux et contenant, sans doute, tout le chlore que le corps résineux renferme.

E. — *Corps bleu.* — J'ai déjà dit que, lorsque le produit brut provenant de l'action du chlore sur la solution aqueuse d'aloès, avait été épuisé successivement par l'eau, l'alcool froid et l'alcool bouillant, il restait sur le filtre des flocons bleus entremêlés de cristaux de sulfate de chaux. Ces flocons présentent quelquefois une couleur aussi intense que le bleu de Prusse et paraissent être formés entièrement d'albumine végétale coagulée et colorée par l'acide chlorhydrique. La petite quantité de matière bleue qui se forme ne m'a pas permis de m'assurer de sa composition;

j'ai pu seulement constater qu'elle se détruisait par la chaleur en dégageant de l'ammoniaque, qu'elle ne se décolorait pas par la potasse, et qu'épuisée en partie par l'alcool, elle donnait une solution présentant, à s'y méprendre, le dichroïsme des teintures aqueuses de tournesol. Une propriété assez singulière que possède l'acide chrysammique et que le hasard a fait découvrir à M. Barreswil, m'avait d'abord conduit à penser que la formation du corps bleu était due à une autre cause que celle que je viens d'énoncer. En effet, il suffit d'une trace d'acide chrysammique pour communiquer aux corps résineux une teinte bleue plus ou moins prononcée. Il n'était donc pas impossible d'admettre que le chlore, en oxydant une partie de l'aloès, ait formé de l'acide chrysammique qui, en agissant sur l'excès de résine brune, aurait produit une coloration bleue plus ou moins sensible; mais, comme j'ai reconnu que, non-seulement il ne se formait pas d'acide chrysammique par l'action du chlore sur l'aloès, mais encore que la résine brune ne se colorait nullement en bleu sous l'influence de cet acide, j'ai dû abandonner cette manière de voir et m'en tenir à des conjectures plus ou moins probables.

Aloès en solution alcoolique. — L'action que le chlore exerce sur la solution alcoolique d'aloès est au moins aussi curieuse que celle qui donne naissance au *chloraloïde*, mais comme les éléments de l'alcool concourent à la formation des corps *chlorogénés* qui se produisent en grand nombre, les phénomènes sont un peu plus compliqués.

Avant d'essayer de les soumettre à une discussion analytique, je vais exposer ce qu'on observe à première vue lorsqu'on fait passer un courant de chlore humide à travers une solution concentrée d'aloès faite avec l'alcool à 0,80 (33° B^{é}). Dès les premières bulles de chlore, la liqueur, déjà très-foncée, brunit encore davantage, puis elle s'éclaircit peu à peu, prend une teinte orangée pâle, et finit par se séparer en deux couches : la première est formée d'alcool tenant en dissolution de l'huile chloralcoolique, de l'acide chlorhydrique, de l'éther acétique, etc.; la seconde, qui occupe la partie inférieure du vase, est demi-fluide et se compose en grande partie d'une sorte de résine rouge orangée, retenant avec opiniâtreté une

forte proportion d'huile chloralcoolique. Si on sépare cette résine du reste de la liqueur et qu'on la dissolve dans l'alcool pour la soumettre de nouveau à l'action du chlore, elle est, au bout de quelques jours, complétement détruite, et il ne reste qu'un mélange des corps chlorés dérivant de l'alcool à 0,80. Si, au lieu de continuer le courant de chlore jusqu'à destruction complète de l'aloès, on l'arrête au moment où la solution alcoolique passe du rouge orangé au jaune pâle, on obtient comme principal produit de réaction un corps chloré parfaitement cristallisable, que j'appelle *chloralise*. Comme l'action du chlore s'exerce tout d'abord sur l'aloès, et qu'on arrête l'opération avant qu'il soit complétement détruit, il en résulte qu'il s'est alors formé très-peu de corps chloralcoolique, et la purification du *chloralise* est beaucoup plus facile. Comme cependant ce corps se détruit sous l'influence de l'acide chlorhydrique, il est nécessaire de le soustraire promptement à l'action de la liqueur acide au sein de laquelle il s'est formé. Pour y parvenir, on verse la liqueur alcoolique (d'une couleur orangée pâle) dans une large capsule qu'on chauffe au bain-marie à 60 ou 80° c. environ ; en opérant sur un litre de liquide, deux heures suffisent pour séparer la majeure partie de l'acide chlorhydrique de l'éther acétique et de l'aldéhyde qu'il contient. On ajoute alors à la liqueur restante le double de son volume d'eau froide ; il se fait un précipité abondant de couleur jaune serin presque entièrement formé de chloralise, imprégné d'huile chloralcoolique et de résine rouge orangée. Quand il est complétement déposé, on décante le liquide surnageant qu'on met de côté pour le faire servir à de nouvelles précipitations ; on jette sur un filtre le chloralise impur pour le débarrasser de la plus grande partie de la liqueur acide dont il est imprégné. On le reprend ensuite par l'eau distillée, puis on fait bouillir la solution. L'acide chlorhydrique se volatilise, et comme la résine rouge orangé n'est maintenue en solution que par sa présence, elle se sépare en flocons bruns qui nagent au milieu d'une liqueur à peine colorée en jaune paille et qu'on verse immédiatement sur un filtre mouillé. Les dernières traces de résine sont alors retenues sur le papier, et il passe une solution qui, par le refroidissement, laisse déposer une poudre jaune ne présentant à l'œil aucune apparence cris-

talline, mais qui, examinée au microscope, apparaît sous forme de petites aiguilles disposées en groupes étoilés. Le chloralise retient encore des traces d'huile chloralcoolique qu'on ne peut lui enlever que par la dessiccation et par un lavage avec de petites quantités d'éther froid. Il ne reste plus, pour l'obtenir parfaitement pur, qu'à le reprendre par l'alcool. Cette dernière solution, abandonnée à l'évaporation spontanée, le laisse déposer en petites aiguilles soyeuses et flexibles, d'un jaune-soufre, douées d'un grand éclat et complétement inodores.

A. — *Propriétés du chloralise.* — Le chloralise est peu soluble dans l'eau froide et dans l'éther même bouillant, mais il se dissout en toutes proportions dans l'alcool et dans l'eau bouillante. Les cristaux aiguillés qui se déposent d'une solution alcoolique, examinés au microscope, affectent la forme de prisme à quatre pans à pointements très-aigus.

Soumis à l'action de la chaleur, le chloralise fond, sans s'altérer, à la température de 70°, et ne dégage pas d'eau s'il a été bien séché. A 180°, il se tuméfie considérablement et se colore en rouge brun; vers 200° il se décompose complétement, et on voit passer à la distillation une huile brune entraînée par des vapeurs d'acide chlorhydrique aqueux.

La potasse, la soude ou l'ammoniaque le dissolvent en jaune brun; si on sature l'alcali par un excès d'acide, il se précipite des flocons jaune orangé qui ne présentent aucune analogie avec le chloralise. Lorsqu'on fait bouillir ce dernier avec la potasse ou la soude, en solution étendue ou concentrée, il donne naissance, comme le chloraloïle, à un mélange de carbonate et de chlorure de potassium. Les acides nitrique, chlorhydrique et sulfurique le dissolvent facilement; si on verse immédiatement un excès d'eau dans ces solutions acides, le chloralise en est précipité sans altération, mais si on les abandonne quelque temps à elles-mêmes, il est complétement décomposé. Le chloralise qui présente, par le mode d'altération qu'il éprouve sous l'influence des bases, quelques points de ressemblance avec le chloraloïle, en diffère par sa composition élémentaire, sa non-volatilité et enfin par sa solubilité dans l'alcool et dans l'eau.

Le chloralise contient :

	Théorie.	Poids de l'équivalent (1).	
Carbone. . .	55,86	750	C^{10}.
Hydrogène. .	3,72	50	H^4.
Chlore. . . .	32,97	442,6	Cl.
Oxygène. . .	7,45	100	O.
	100,00	1342,6	$C^{10}H^4ClO$.

Les éléments de l'aloès et de l'alcool concourent également à la formation du *chloralise*; la réaction peut s'exprimer de la manière suivante :

$$C^8H^{14}O^{10} + C^4H^6O^2 + Cl^6 = C^{10}H^4ClO + H^{11}O^{11} + Cl^5H^5,$$

c'est-à-dire que 6 équivalents de chlore, en réagissant sur un équiv. d'aloétine et 1 équiv. d'alcool, donnent naissance à 1 équiv. de chloralise, 11 équiv. d'eau et 5 équiv. d'acide chlorhydrique.

D. *Résine rouge orangé.—La résine rouge orangé* qui se produit en même temps que le *chloralise* se présente, après la dessiccation, sous la forme d'écailles rougeâtres, insolubles dans l'eau, très-solubles au contraire dans l'alcool, l'éther et les alcalis. Chauffée avec l'acide nitrique, elle prend une belle couleur rouge assez semblable à celle du plomb chromaté natif, puis elle se dissout, se décolore et se décompose complétement en acide carbonique et formique. Si on évapore jusqu'à siccité la solution nitrique, il ne reste pour résidu qu'un peu de sulfate de chaux. Une fois cependant, j'ai obtenu une quantité assez notable d'un corps qui présentait toutes les propriétés de l'*acide subérique*.

Les principales observations consignées dans la seconde partie de ces recherches peuvent se résumer ainsi :

1° L'aloétine *qui forme la base de l'aloès et lui communique ses propriétés, doit être considérée comme une véritable matière colorante : mêlée à l'*ulmate de potasse, *aux* phosphate, sulfate *et* carbonate *de* chaux, *au* carbonate *de* potasse, *à l'*acide gallique *et enfin à l'*albumine végétale, *elle constitue le suc du commerce;*

(1) H = 12,5.

2° L'aloétine *pure est formée de* carbone, *d'*hydrogène *et d'*oxygène, *mais ne contient pas d'*azote; *aussi, l'aloès succotrin, soumis à la distillation sèche, ne donne-t-il pas d'*ammoniaque *libre ou combinée;*

3° *Les solutions aqueuses d'aloès abandonnées au contact de l'air éprouvent une modification particulière qui permet de les appliquer avec avantage à la* teinture sur soie;

4° L'aloès, *sous l'influence des corps oxydants peu énergiques, se transforme en* acide ulmique *en même temps qu'il se dégage une quantité considérable d'*acides carbonique *et* formique *contenant des traces d'acide* cyanhydrique;

5° L'acide chrysammique *dissous dans l'ammoniaque et soumis à l'action de la chaleur donne naissance à un acide amidé : l'*acide chrysammamique;

6° *Les acides sulfurique et nitrique, étendus et bouillants, convertissent l'acide chrysammamique en* chrysammalide : *ce dernier corps se produit aussi lorsqu'on fait bouillir l'acide chrysammique dans l'acide sulfurique concentré;*

7° L'aloès, *mêlé à la moitié de son poids de chaux caustique et soumis à la distillation sèche donne, entre autres produits, de l'*aloïsol *qui joue le rôle d'un aldéhyde : l'*aloïsol, *selon le mode d'oxydation qu'il éprouve, se transforme tantôt en* essence d'amandes amères *et* acide carbonique; *tantôt en* acide aloïsique, *ou enfin en* acides picrique *et* oxalique *mêlés à une résine rouge non examinée;*

8° *Si on fait passer un courant de chlore dans une solution aqueuse ou alcoolique d'aloès, on obtient du* chloraloïle *ou du* chloralise. *Le premier de ces corps chlorés ne contient pas d'hydrogène, et se rapproche beaucoup du* chloranile : *le second se forme à la fois aux dépens de l'aloès et de l'alcool.*

Observations sur un nouvel antidote de l'acide prussique proposé par le docteur Smith.

Par A. Larocque.

A l'invitation de M. Caventou, professeur de toxicologie à l'École de pharmacie, j'ai répété quelques expériences relatives

à l'antidote de l'acide prussique proposé par le docteur Smith. Comme dans quelques cas, très-limités à la vérité, cet antidote peut rendre d'utiles services, je m'empresse d'en faire connaître les résultats.

Le docteur Smith ayant fait avaler à un chien 30 gouttes d'acide prussique anhydre, lui administra, une minute après, son antidote; chose remarquable après ce laps de temps, l'animal fut rappelé à la vie.

Cet antidote est formé d'un mélange de proto et de sesquioxyde de fer et de carbonate de potasse ou de soude. On prend, par exemple, 7 parties de protosulfate de fer dont on transforme 4 parties en persulfate, on mélange les deux, et on précipite par un excès de carbonate de soude; on conserve dans des flacons bouchés. Ce réactif peut se conserver pendant quelque temps.

Cette réaction est basée sur la propriété que possède l'acide prussique de se combiner avec les oxydes de fer lorsqu'ils sont en présence d'un carbonate alcalin, et de former du bleu de Prusse, corps insoluble et sans action sur l'économie animale.

Les expériences nombreuses que j'ai faites me font penser que le docteur Smith a expérimenté avec un acide impur ou décomposé, si l'on s'en rapporte aux nombreuses expériences faites depuis longtemps par beaucoup de chimistes et aux faits nouveaux que j'ai observés sur un grand nombre de chiens.

Acide prussique médicinal.

La première expérience a été faite avec de l'acide prussique médicinal préparé depuis quatre mois d'après le procédé de Gea Pessina. Quoique conservé depuis ce temps, il possédait toutes les propriétés qui appartiennent à cet acide; car, versé dans une dissolution de nitrate d'argent, il y faisait naître un précipité blanc de cyanure d'argent, soluble dans l'acide nitrique bouillant; avec le sel de fer additionné de potasse et repris par l'acide chlorhydrique étendu d'eau, il donnait un précipité de bleu de Prusse. Après ces essais, j'ai regardé cet acide comme pur. J'en ai pesé 1 gramme que j'ai fait avaler à un jeune chien de petite taille, attaché sur une table, et à l'aide de nos mains nous lui ouvrions les mâchoires; puis quand il

fut sous l'influence du poison, ce qui eut lieu 15 ou 20 secondes après, nous lui administrâmes l'antidote à la dose de 35 à 40 grammes à l'état de bouillie; chose remarquable, aussitôt après l'injection de l'antidote, l'animal respira plus librement. Nous coupâmes les cordes qui l'attachaient, et quelques minutes après il se promenait comme s'il n'eût rien éprouvé. Ce début était encourageant; je voulus alors expérimenter sur l'acide anhydre, ainsi que l'avait fait le docteur Smith.

Pour faire ces sortes de recherches, je préparai l'acide anhydre d'après le procédé de M. Gay-Lussac, et je me plaçai autant que possible dans les mêmes conditions que le docteur Smith.

L'on se rappelle que les expériences de ce toxicologue ont été faites sur des chiens à la dose de 30 gouttes d'acide anhydre, et qu'une minute après il leur donnait l'antidote et rappelait ces animaux à la vie. J'ai donc dû prendre le moyen suivi par le docteur Smith, et expérimenter sur l'acide anhydre, d'abord à la dose de 15 gouttes, pensant que cette dose était beaucoup plus que suffisante pour tuer subitement un animal : c'est en effet ce qui eut lieu; je n'eus pas même le temps d'administrer l'antidote, que l'animal avait cessé de vivre; néanmoins je lui ouvris la gueule et je lui introduisis l'antidote jusque dans l'estomac, je fis respirer le chlore étendu; toutes les tentatives faites pour le rappeler à la vie furent inutiles. Cette expérience, répétée sur deux autres chiens, donna les mêmes résultats. Cependant ces expériences ne me parurent pas assez concluantes pour formuler une opinion contraire à celle du toxicologiste anglais. En effet, en examinant attentivement l'intérieur de la gueule de ces animaux, on voyait des morsures ou écorchures à la langue, aux gencives et même jusqu'aux lèvres; il devenait alors évident que l'absorption s'était faite très-rapidement et avait dû les foudroyer : c'est précisément ce qui avait eu lieu, puisqu'ils étaient tombés comme s'ils eussent été frappés de la foudre.

Ces érosions dans la gueule avaient été occasionnées par un bâillon dont je m'étais servi pour maintenir les mâchoires ouvertes et faciliter l'introduction et de l'acide et de l'antidote. Les expériences que je répétai furent faites sans me servir

de bâillon, et les chiens furent tués dans l'espace de quelques secondes.

D'autres expériences faites sur d'autres chiens avec de l'acide prussique étendu de son volume d'eau ont donné des résultats aussi tranchés : après quelques secondes de l'ingestion du poison ils avaient cessé de vivre.

D'après ce qui précède, j'avais donc raison de dire qu'il fallait que le docteur Smith eût employé un acide altéré ou préparé sans précaution, car il est bien démontré, d'après les faits que je viens de relater, que l'acide anhydre foudroie et ne permet pas l'administration de l'antidote, tant la mort est prompte, instantanée. Toutefois, si l'antidote proposé par le chimiste anglais est sans effet lorsqu'on emploie l'acide anhydre ou étendu de peu d'eau distillée, il peut cependant rendre d'utiles services lorsque l'acide cyanhydrique est étendu de 6 ou 7 fois son volume d'eau, et que l'antidote est administré dès que l'on s'aperçoit des premiers symptômes (15, 20 ou 30 secondes au plus) ; après l'ingestion de l'acide prussique dans l'estomac, après une minute, il est ordinairement trop tard. Si lorsque l'animal éprouve les premiers symptômes, c'est-à-dire qu'il hurle, se débat avec violence, on lui fait avaler le mélange antidotique, on s'aperçoit que le patient, après quelques minutes de l'ingestion de l'antidote, éprouve un bien-être extraordinaire et se promène comme s'il n'eût point été indisposé et qu'il n'eût pas touché la mort de si près. Mais si l'on attend qu'il soit arrivé dans la seconde période, celle de la stupéfaction, pour l'administration l'antidote, il est rare de le rappeler à la vie.

Toutes les expériences faites dans cette dernière condition n'ont donné aucun résultat satisfaisant, puisque je n'ai pu sauver aucun animal. C'est, du reste, ce que j'espère prouver par les expériences suivantes.

Un jeune chien de 12 à 15 mois environ, de moyenne taille, ayant avalé un gramme d'acide cyanhydrique médicinal, fut laissé sous l'influence du toxique jusqu'à ce qu'il fût arrivé à la période de stupéfaction : alors je lui fis avaler une assez grande quantité de l'antidote à différentes reprises ; au bout de 15 à 20 minutes environ, ce chien avait cessé de vivre. Je fis encore cette expérience sur deux autres chiens plus âgés, les

résultats furent les mêmes : ces deux animaux ne purent être rappelés à la vie.

J'ai dit que l'acide cyanhydrique médicinal administré aux animaux pouvait les tuer, mais que si on administrait l'antidote ferrosoferrique à temps, on pouvait les sauver. J'ai varié cette expérience dix ou douze fois peut-être, et à deux et même trois reprises sur chaque chien; c'est qu'alors je neutralisais le poison avant qu'il fût absorbé en assez grande quantité pour tuer, cet antidote n'agissant en effet que sur l'acide prussique non absorbé et existant encore dans l'estomac. Mais quant au poison absorbé, rien ne peut le neutraliser et arrêter sa marche mortelle, attendu que l'absorption de l'antidote se fait trop lentement, pour arrêter l'effet du poison qui est passé dans la circulation. Préoccupé par cette idée, M. le professeur Caventou me conseilla de faire des incisions sur la peau de l'animal empoisonné et de le plonger dans un bain contenant la dissolution antidotique, et dans le cas ou ce traitement ne réussirait pas, de tenter la ressource *extrême* des injections dans les veines avec ce même antidote. Les résultats obtenus par l'un et l'autre de ces moyens vont être décrits maintenant.

Un chien de moyenne taille et déjà âgé a avalé un gramme d'acide prussique médicinal, et après être arrivé à la période de stupéfaction, on lui fit avaler non sans peine l'antidote, afin de neutraliser l'excédant d'acide contenu dans l'estomac; puis, après cette opération, on lui fit des incisions sur la peau à différents endroits, et on le plongea dans un bain d'eau froide dans lequel on avait délayé 1000 gr. du mélange antidotique; et afin de rendre l'effet plus sûr encore, on lui fit tomber un courant d'eau sur la tête. Tous ces moyens réunis n'empêchèrent pas à ce chien de mourir après 15 à 20 minutes.

Cette expérience fut répétée sur un autre chien beaucoup plus jeune : elle donna des résultats analogues.

Il me restait à examiner les injections dans les veines.

Il ne faut pas se le dissimuler, c'est une opération fort dangereuse qu'une injection dans les veines, une bulle d'air suffisant pour donner la mort. Il faut donc n'avoir recours à ce moyen extrême que dans un cas désespéré et lorsque tous les autres

moyens sont épuisés; aussi est-ce dans ce cas seulement que nous proposons de le tenter.

Pour faire ces sortes d'expériences, il faut une grande habitude des recherches physiologiques; aussi ai-je eu recours pour les faire à mon ami M. le docteur Morel Lavallée, bien connu par d'importants travaux de chirurgie.

Après nous être procuré une seringue à injections en cuivre munie d'un ajutage avec robinet, on fit une incision à la jugulaire, puis on introduisit l'ajutage dans la veine; on lia avec soin au-dessus et au-dessous de l'incision, et on laissa sortir le sang par l'ouverture de l'ajutage; on remplit alors la petite seringue avec le mélange d'oxyde de fer, puis on plaça la seringue de manière à faire sortir l'air ou les gaz qui ne pouvaient se trouver dans la seringue, on chassa même, pour plus de précaution, une petite portion du liquide; on fit alors l'injection. L'animal avait avalé un gramme d'acide prussique médicinal, il mourut 30 ou 35 minutes après avoir eu l'injection dans les veines.

Une deuxième expérience fut faite sur un autre chien assez fort avec la même dose d'acide prussique; on fit l'injection comme précédemment: après deux ou trois minutes l'animal mourut.

Une troisième expérience fut faite sur un jeune chien de très-petite taille; on lui fit avaler un gramme d'acide prussique médicinal, et dès qu'il éprouva les premiers symptômes de l'empoisonnement je lui introduisis l'antidote dans l'estomac; puis, pour neutraliser l'acide absorbé, on lui fit l'injection dans les veines. L'animal parut souffrir pendant quelque temps, il hurlait, puis tout à coup il cessa de crier; on le laissa libre; il paraissait fuir la lumière; après quelques jours de souffrances il redevint bien portant. Je le gardai pendant quinze jours encore, et je lui donnai la liberté.

Cette dernière expérience est très-intéressante, et prouve que du moins dans des cas désespérés, lorsque l'on n'a plus rien à attendre de l'individu que la mort, on peut tenter l'injection dans la jugulaire, puisque le fait que je viens de signaler nous démontre qu'en prenant les précautions convenables on peut ne pas tuer un individu; c'est une expérience, toutefois, que l'on ne

doit faire que dans un cas désespéré comme dernière planche de salut, et alors qu'on n'a plus rien à attendre que la mort. Il vaut mieux tenter une expérience qui peut rappeler à la vie que d'abandonner un patient à une mort certaine.

Dans cet antidote, il manque une propriété capitale : c'est de ne pouvoir le rendre soluble tout en le laissant à l'état d'oxyde. J'ai tenté à différentes reprises l'action des matières organiques sur ce mélange, mais je n'ai pu en aucune manière le rendre soluble. Il me paraît démontré que le protoxyde de fer ne peut se dissoudre dans les alcalis sous l'influence des matières organiques ; il diffère en cela du peroxyde, qui comme on le sait, se dissout très-facilement. Ce manque de solubilité sous l'influence des alcalis est fâcheuse, parce qu'un liquide se combine toujours beaucoup mieux et va plus facilement dans tous les replis de l'estomac qu'un corps solide. Malgré cet inconvénient, cet antidote n'en est pas moins bon dans quelques cas.

D'autres expériences non moins intéressantes ont encore été faites sur d'autres chiens, mais cette fois elles avaient pour but de réunir les moyens proposés les plus éprouvés, le chlore, par exemple, et le mélange du docteur Smith. Les expériences que j'ai faites sont les suivantes.

Un jeune chien de petite taille a avalé 20 gouttes d'acide prussique médicinal, et aussitôt après l'apparition des premiers symptômes je lui ai administré l'antidote. Soit que la quantité d'acide absorbée fût trop considérable, soit que ce chien fût plus impressionnable que ceux qui m'ont servi dans les précédentes expériences, toujours est-il qu'il ne donnait presque plus signe de vie. C'est alors que je lui ai fait respirer le chlore étendu d'eau ; je lui en ai fait des applications autour des narines, sur les joues et sur le terrain environnant. Après quelques instants il a respiré avec peine; puis peu à peu les aspirations, de rares qu'elles étaient, sont devenues plus fréquentes, et environ une heure après il était, non pas rétabli d'une manière complète mais enfin il pouvait marcher et aller d'un endroit à l'autre. D'abord il n'était pas fort solide sur ses pattes, puis la force lui est revenue, et le lendemain il paraissait bien portant; seulement il éprouvait de la répugnance pour les aliments qu'on lui présentait. Ce ne fut que le troisième jour qu'il se décida à manger.

Une deuxième expérience fut faite dans les mêmes circonstances; l'animal fut rappelé à la vie.

Une troisième expérience eut encore lieu sur un autre chien; elle lui fut fatale : il me fut impossible de le sauver.

J'ai fait bon nombre d'autres expériences sur les chiens qui m'avaient déjà servi et sur d'autres que je m'étais procurés, avec de l'acide médicinal que j'étendais encore d'une assez grande quantité d'eau; ainsi il m'est arrivé de leur faire prendre depuis 15 jusqu'à 30 gouttes d'acide médicinal étendu de 6, 8, 10, 12 et 15 gr. d'eau, et de sauver constamment ces animaux lorsque l'antidote n'était pas administré trop tard.

De ces deux dernières expériences, on peut voir que dans des cas désespérés, là où la mort était sûre, le chlore est venu rendre un service certain en rappelant l'animal à la vie, ce qui n'aurait certainement pas eu lieu si on n'eût pas employé cet agent. Cette expérience vient à l'appui de toutes celles qui ont été faites depuis longues années par MM. Siméon, Orfila, etc. Une chose très-remarquable et qui m'a frappé ainsi que toutes les personnes qui étaient présentes lorsque je faisais ces expériences, c'est l'avidité avec laquelle ces animaux recherchent ou l'odeur du chlore ou à prendre l'antidote du docteur Smith. C'est un fait que j'ai eu occasion de constater différentes fois.

Dans la dernière expérience faite sur les animaux avec de l'acide médicinal étendu d'eau, on peut croire avec raison que peu d'animaux mourront si l'antidote est donné assez promptement pour détruire l'effet du toxique non absorbé : cela se comprend sans qu'il soit besoin de s'y appesantir; c'est le cas, du reste, qui se présentera le plus fréquemment. En effet, ce n'est jamais avec de l'acide anhydre que les empoisonnements ont lieu, puisque cet acide ne se trouve que dans les laboratoires, et encore rarement et seulement pour les expériences que l'on fait pendant la leçon, cet acide ne se conservant jamais plus d'un jour ou deux, ou à des exceptions très-rares. Il n'en est pas ainsi de l'acide médicinal étendu encore d'eau, soit dans une potion ou dans un autre véhicule approprié; il se trouve là dans un état de dilution très-grand, et comme l'absorption se fait en moins grande quantité, on pourra avoir le temps de sauver une personne qui aurait avalé une certaine dose de ce poison. Mais pour obvier plus

sûrement à la marche de l'empoisonnement, il faudrait avoir de l'antidote fait toujours à l'avance; il en serait de celui-ci comme de l'hydrate de peroxide de fer qu'un pharmacien doit toujours avoir dans sa pharmacie pour combattre les empoisonnements par l'acide arsénieux. L'antidote du docteur Smith peut se conserver plusieurs mois, en prenant les précautions que je vais indiquer. Au mélange de ces deux sulfates de fer on ajoute une dissolution de sucre, on précipite ensuite par du carbonate de soude et l'on conserve dans des vases bien fermés et autant que possible pleins.

La formule suivante donne de bons résultats :

Sucre	60	grammes.
Sulfate ferreux	55	—
Sulfate ferrique.	90	—
Eau.	250	—
Carbonate de soude cristalisée.	560	—

On conserve dans des vases fermés.

J'ai voulu m'assurer si dans tous les chiens que j'ai tués et qui avaient avalé l'antidote je retrouverais dans leurs organes le bleu de Prusse formé; pour cela j'en ai fait l'autopsie. L'estomac était rempli par l'antidote; je prenais tout le contenu de cet organe et je traitais par l'acide chlorhydrique étendu d'eau je dissolvais ainsi l'excédent d'oxyde; je retrouvais non dissous le bleu de Prusse qui n'était pas attaqué; j'ai pu retrouver ce cyanure dans les intestins après 36 et 48 heures. Plus généralement je faisais l'autopsie 15 ou 20 minutes après la mort.

Conclusions.

De toutes ces expériences il résulte pour nous que l'antidote du docteur Smith ne peut servir lorsqu'on a administré à un animal l'acide prussique anhydre, la mort étant trop rapide; qu'il est parfaitement démontré pour moi que le docteur Smith :

1° A opéré avec un acide impur ou altéré;

2° Que même avec l'acide anhydre étendu de son volume d'eau, il n'y a pas possibilité non plus de se servir de l'antidote cité précédemment, la mort étant encore trop prompte;

3° Que l'on peut avoir de bons résultats de cet antidote quand il est administré dès que les premiers symptômes commencent

à se développer et que l'on a affaire à de l'acide médicinal administré à la dose de 1 gr. à 1 gr. 5 ;

4° Que lorsque l'acide médicinal est dilué dans une assez grande quantité d'eau, on a, dans la majorité des cas, chance de rappeler l'animal à la vie ;

5° Que le chlore employé concurremment avec l'antidote du docteur Smith peut rendre d'importants services, ainsi qu'il a été démontré par les expériences que nous avons citées et conformes à toutes celles faites jusqu'alors ;

6° Que dans des cas désespérés, là seulement où l'on n'a plus qu'à attendre la mort, on peut, comme me l'avait conseillé M. le professeur Caventou, tenter l'injection dans les veines, en prenant toutefois les précautions indiquées.

Telles sont les conclusions que j'ai cru devoir tirer de mes recherches ; elles sont le résumé fidèle des expériences que j'ai faites.

Recherches sur le café, par M. Payen.

(Extrait.)

M. Payen trouve que le café présente approximativement la composition suivante :

Cellulose	34
Eau hygroscopique	12
Substances grasses	10 à 13
Glucose, dextrine, acide végétal indéterminé	15,5
Légumine, caséine (glutine)?	10
Chloroginate de potasse et de caféine	3,5 à 5
Organisme azoté	3
Caféine libre	0,8
Huile essentielle concrète	0,001
Essence aromatique	0,001
Substances minérales	6,997
	100

La caféine, suivant l'analye de M. Payen, a pour formule

$C8H10Az2O3$.

Une partie de la caféine peut être obtenue directement en traitant d'abord le café par l'éther puis par l'alcool absolu. En

reprenant ensuite le café par l'alcool à 0,60 on en retire plusieurs substances au nombre desquelles est une matière cristalline fort importante qui contient le reste de la caféine à l'état de combinaison.

Les cristaux de cette matière sont formés d'un sel double, résultant de la combinaison d'un acide organique (acide chlorôginique) avec deux bases : l'une, organique, c'est la caféine; l'autre, minérale, c'est la potasse.

Ce *sel naturel* du café est donc un chloroginate double de potasse et de caféine. Si on le frotte lorsqu'il vient d'être séché à 100 degrés sur une feuille de papier chaude encore, il s'électrise au point d'adhérer à une lame de couteau qu'on lui présente, et de s'y maintenir en flocons volumineux allongés.

Exposé à la chaleur, il n'éprouve aucune altération de 100 jusqu'à 150 degrés centésimaux; mais, vers 185 degrés, il se fond, développe une belle coloration jaune, entre en ébullition, se gonfle au point d'occuper cinq fois son volume, et reste spongieux, jaunâtre, solide et friable; chauffé jusqu'à 230 degrés, sa nuance brunit; il est alors décomposé en partie. Les vapeurs qui s'en dégagent donnent, en se condensant, des cristaux aiguillés de caféine.

Ce sel double est à peine soluble dans l'alcool anhydre, même à chaud.

Sa solution, saturée par l'ébullition dans l'alcool à 95 degrés, le laisse cristalliser par le refroidissement en prismes irradiés sur quelques centres communs; plus soluble dans l'alcool à 85 degrés, sa cristallisation est aussi plus abondante par le refroidissement : la solubilité augmente toujours avec les proportions d'eau. L'eau pure en dissout plus encore, et la solution aqueuse saturée à chaud se prend en masse par le refroidissement. La solution froide, évaporée lentement dans une capsule, laisse sortir, graduellement, une couronne de cristaux très-fins en groupes mamelonnés. La solution aqueuse même, en voie de cristallisation, s'altère plus ou moins vite à l'air, et se colore en jaune, puis en brun verdâtre.

Les cristaux de chloroginate double chauffés légèrement, en contact avec la potasse pure à 1 équivalent d'eau, se colorent en rouge vermillon ou orangé; chauffé davantage, le mé-

lange se fond, prend une couleur jaune, dégage d'abondantes vapeurs ammoniacales, devient brun, etc.

Chauffé en présence de l'acide sulfurique monohydraté, le sel naturel du café développe une coloration violette intense et une pellicule bronzée; l'acide chlorhydrique produit des phénomènes analogues moins prononcés; sous l'influence de l'acide azotique, une coloration jaune orangé se manifeste.

Dans les solutions aqueuses ou alcooliques du chloroginate double, l'acétate de plomb donne un précipité jaune-verdâtre pâle, floconneux. L'acétate tribasique produit un précipité de forme semblable, mais de couleur jaune pur. L'azotate d'argent, seul, ne produit pas de changement, mais, préalablement mêlé à une très-faible dose d'ammoniaque, il produit une coloration jaune qui vire au brun; le liquide se trouble; bientôt une pellicule d'argent métallique révivifié surnage, et peu à peu s'étend sur les parois du vase.

Pour extraire l'acide chloroginique, le chloroginate de plomb obtenu par l'un des trois moyens indiqués ci-dessus est décomposé par un courant d'acide sulfhydrique. Il donne une solution qui, rapidement évaporée, laisse une cristallisation confuse d'acide chloroginique.

Cet acide, purifié par de petites quantités d'alcool anhydre, et séché, est blanc, soluble dans l'alcool anhydre, plus soluble dans l'alcool affaibli, très-soluble dans l'eau, difficilement cristallisable. Sa solution aqueuse, presque saturée à la température de l'ébullition, ne cristallise que très-lentement en prismes microscopiques, irradiés de centres communs, offrant, au bout de vingt à trente jours, des agglomérations nombreuses en sphérules de 1 à 2 millimètres de diamètre.

L'acide chloroginique dissous dans l'eau est doué d'une réaction acide prononcée; il rougit fortement le tournesol; c'est le principe actif des colorations diverses signalées plus haut dans le sel normal du café. Chauffé dans un tube, il se fond, se colore en jaune, entre en ébullition, laisse un charbon en couche mince et brillant; sa vapeur est condensée en un liquide brun qui, chauffé rapidement, laisse un charbon en couche très-mince réfléchissant de vives couleurs irisées.

Les analyses élémentaires ont donné les résultats suivants :

Acide chloroginique. . . . . $C_{14}H_8O_7$

Carbone.	56,0
Hydrogène.	5,6
Oxygène.	38,4
	100,0

Le chloroginate double contient

Acide chloroginique. .	63 5
Potasse.	7,5
Caféine.	29,0
	100,0

La caféine remplit donc un rôle basique dans la composition du sel double naturel. Le composé nouveau existe à l'état normal dans le périsperme des fruits du caféier, d'où il est facile de l'extraire ;

Parmi les propriétés curieuses de l'acide chloroginique, le pouvoir remarquable qu'il possède de développer une coloration verte très-intense ajoute de l'intérêt à la découverte du composé cristallisable que ses rapides et variables transformations avaient jusqu'alors empêché de saisir.

Le café renferme des essences aromatiques que retiennent fortement l'huile grasse obtenue par les procédés précédemment décrits et dont les propriétés sont, dans l'usage habituel, modifiées par les effets d'une torréfaction même légère.

C'est dans ce dernier état qu'il importait, surtout en vue des applications, d'extraire, d'étudier et de peser ces corps odorants.

L'infusion obtenue à l'aide de l'eau chaude filtrée sur le café en poudre, dans le rapport d'un litre d'eau pour 100 grammes de café, était mise dans un appareil distillatoire muni de plusieurs récipients successifs ; après la distillation le premier récipient contenait une eau distillée légèrement colorée en jaune, surnagée par quelques gouttes d'une essence concrète blanche, presque entièrement dépourvue de l'arome agréable.

Le deuxième récipient, maintenu à la température de 25 à 30 degrés, contenait un liquide qui, surnagé par des quantités

minimes d'essence concrète, exhalait une odeur aromatique, agréable, rappelant celle du café employé, et tellement intense, qu'il suffisait de quelques gouttes de cette eau pour communiquer, à une tasse de lait ou d'un liquide inodore, l'arome agréable du café.

Le troisième récipient, refroidi à plusieurs degrés au-dessous de zéro, ne condensait que quelques gouttes d'une eau exhalant l'odeur mixte du café et des carbures pyrogénés; enfin la même odeur empyreumatique était plus dominante encore dans les produits aériformes sortis du quatrième récipient.

Les proportions des carbures très-volatils empyreumatiques, à odeur désagréable, augmentaient de plus en plus lorsque la torréfaction du café avait été poussée depuis celle qui correspond à une perte en poids de 0,18, jusqu'à celle équivalente à une déperdition de 0,25 et au delà.

Des principes aromatiques, on peut extraire deux huiles essentielles odorantes. Il suffit, pour cela, d'agiter fortement l'eau distillée qui les recèle avec 0,20 de son volume d'éther, de laisser pendant quinze minutes en repos, puis d'enlever, à l'aide d'une pipette, la solution éthérée surnageante. On renouvelle quatre fois cette opération, et l'évaporation de l'éther laisse une huile colorée en jaune orangé, dont l'odeur très-forte rappelle une partie de l'arome plus ou moins dominant dans toutes les variétés de café. Cette huile essentielle est formée de deux parties : l'une, moins volatile et moins fluide, paraît résulter de l'altération de l'huile douée de l'odeur aromatique la plus agréable. Il reste dans l'eau, agitée avec l'éther, une solution éthérée de la seconde essence, douée d'une odeur aromatique des plus suaves; ses proportions, faibles dans les qualités inférieures, fortes dans le café moka, constituent les principales différences entre les qualités commerciales. Le poids total de l'essence ainsi obtenue s'élève au plus à 2 dix-millièmes du poids du café, et on le comprend, puisqu'une goutte de cette huile répand dans toute une chambre une forte odeur de café.

Nous présenterons, en terminant, quelques-unes des déductions pratiques qui résultent des précédentes expériences et de celles dont on vient de communiquer les principaux résultats.

Des différentes sortes commerciales de café, les qualités variables observées depuis longtemps dans les cafés du commerce tiennent, en grande partie sans doute, aux variétés cultivées et aux circonstances habituelles ou accidentelles de la végétation que présentent le sol, le terrain, l'exposition, les soins de la culture, les engrais et les conditions atmosphériques.

Voici les principales différences entre deux sortes commerciales sur l'origine desquelles on ne pouvait conserver le moindre doute, le café martinique et le café moka.

Dans les essais, plusieurs caractères ont distingué le moka de tous les autres : la matière grasse, un peu plus abondante, formait les 13 centièmes du poids total; elle avait une couleur jaunâtre, sa fluidité était plus grande; on n'a pu la séparer qu'en deux parties ayant des points de fusion différents, mais difficiles à déterminer. Elle retenait plus fortement une partie de l'essence aromatique : cette dernière était d'ailleurs plus suave et en proportion sensiblement plus forte.

La matière grasse du café martinique, extraite par le même moyen et épuisée par l'eau bouillante, est plus brune, moins fluide; on la peut séparer en quatre parties dont les points de fusion sont à 5, 20, 50 et environ 90 degrés centésimaux. Cette dernière partie ressemble à la cire des feuilles.

La présence d'une matière cireuse et la couleur verte des grains pourraient dépendre de l'époque de la récolte et du moment où le décorticage se serait opéré. On comprend qu'en enlevant la pulpe du fruit lorsqu'elle est remplie de sucs, le périsperme tout humide, en présence de l'air, doive éprouver certaines réactions que l'oxygène détermine ; qu'ainsi le chloroginate éprouve la transformation verte, que les substances grasses s'altèrent, que l'essence, moins abondamment secrétée, puisse s'altérer aussi et s'échapper en partie.

Les données qui précèdent permettent d'expliquer les principaux effets de la torréfaction et de l'infusion du café.

Afin de produire l'effet total le plus utile, on doit porter le plus rapidement et le plus généralement possible, dans toute la masse, la température au degré convenable, c'est-à-dire à 250 degrés environ ; alors, sous l'influence de cette température et de la vapeur d'eau qui se dégage pendant toute l'opération,

le chloroginate double se tuméfie, se colore en roux, gonfle, désagrége les tissus du périsperme et laisse en liberté une partie de la caféine qu'il tenait en combinaison.

La cellulose et ses congénères éprouvent une légère caramélisation et donnent des produits pyrogénés, acides et colorants.

Les huiles grasses se répandent dans la masse devenue poreuse, entraînant et retenant avec elles les essences légèrement modifiées.

Ces huiles, fixes et volatiles, se présenteront dès lors sur de très-grandes surfaces à l'action de l'eau.

Si l'on arrête alors la torréfaction, les grains auront acquis une couleur marron peu intense; ils seront devenus assez friables pour être facilement réduits en poudre; pendant leur refroidissement entre deux capsules, ils n'auront dégagé qu'une petite quantité de vapeur condensable en une eau légèrement acide : la perte en poids ne dépassera guère 18 pour 100.

Si la torréfaction avait été poussée plus loin, jusqu'à la nuance brune plus ou moins foncée, on remarquerait une partie des grains recouverts du vernis violet irisé que produit l'acide chloroginique en se carbonisant; une proportion notable de carbures pyrogénés, provenant des matières azotées et des huiles grasses, se serait substituée à la portion des essences aromatiques dégagées; enfin, pendant le refroidissement, quelques gouttelettes de ces essences et de matières empyreumatiques se condenseraient sur les capsules. Le café torréfié a perdu d'autant plus de ses principes solubles que la torréfaction a été poussée plus loin; les produits utiles sont diminués dans la proportion d'un quart environ; l'huile volatile et l'arome diminuent aussi à mesure que la torréfaction est plus avancée. Si l'on traite par des quantités d'eau fractionnées du café diversement torréfié, on trouve que les premières parties du liquide dépouillent mieux le café qui est resté roux, moins celui qui est devenu brun, moins encore celui qui est devenu marron, et comme dans l'emploi ordinaire du café on ne l'épuise jamais, on voit que tous les avantages appartiennent au café faiblement torréfié.

Dans l'infusion obtenue rapidement par une filtration à chaud et consommée sans délai, on retrouve et l'on apprécie

surtout l'arome qui concourt si puissamment à rendre la saveur agréable, et qui est particulièrement dû à l'huile essentielle la plus soluble; une deuxième filtration d'eau chaude peut donner un liquide aussi coloré, mais dont l'arome, très-différent relativement à certaines sortes de café, caractérise le goût de marc dû à l'huile essentielle moins soluble et moins volatile.

Il serait sans doute très-intéressant de connaître les effets spéciaux dans l'économie animale des substances bien caractérisées qui entrent dans la composition du café et ne se retrouvent dans aucune des matières proposées pour le remplacer : quelle est l'action de la caféine si peu altérable, du chloroginate double légèrement amer à l'arrière-bouche, peu stable en présence de l'oxygène, enfin des essences aromatiques? C'est à nos savants praticiens qu'il appartient de nous éclairer sur ce point.

Mais déjà ils nous ont appris, et l'expérience de chaque jour le confirme, que le café, tout différent des boissons fortement alcooliques et des vapeurs narcotiques qui enivrent et engourdissent les sens, semble réunir ce qu'on peut trouver d'agréable dans les sensations des deux ordres, tout en excitant les facultés de l'intelligence au lieu de les assoupir. E. S.

Pharmacie.

Gelée ou baume de copahu, par M. Caillot.

L'administration de baume de copahu et de diverses huiles médicinales, sous forme de gelée, se fait avec facilité. C'est en particulier un moyen commode de faire prendre au malade une forte dose de ces médicaments de saveur fort désagréable. On opère de la manière suivante:

Baume de copahu solidifiable.	30
Eau.	26
Ichthyocolle (1).	4

On fait dissoudre l'ichthyocolle dans l'eau, à une tempéra-

(1) Si le baume de copahu était fluide non-solidifiable, on augmenterait la dose d'ichthyocolle d'un gramme et demi à deux grammes.

ture qui n'excède pas le degré de l'eau bouillante. La dissolution achevée, on remplace par une même quantité d'eau celle qui a pu s'évaporer par la chaleur, et on laisse reposer un instant. Puis on décante le soluté dans un mortier de marbre légèrement échauffé; on ajoute le baume de copahu, et on agite le mélange jusqu'à ce qu'il ait obtenu une consistance de crème; on coule dans un pot, et on laisse prendre en gelée.

Ainsi se préparent les gelées d'huile de ricin,
— de foie de morue,
— de foie de raie.

Ces gelées, ainsi préparées, s'altèrent au bout de 7 ou 8 jours. Pour les conserver plus longtemps, on les réduira au tiers de la substance active, en suivant la formule ci-dessus :

Gelée de baume de copahu au tiers.

Baume de copahu officinal.	30
Miel blanc et sirop de sucre ãã.	15
Gomme arabique.	7,50
Eau.	20
Ichthyocolle.	2,50

On fait dissoudre l'ichthyocolle dans 16 grammes d'eau avec les précautions indiquées ci-dessus. D'un autre côté on bat ensemble le baume de copahu, le miel, le sirop, la gomme et le reste de l'eau, jusqu'à ce qu'on ait obtenu une pâte homogène; on porte cette pâte dans un mortier chaud, et on l'émulsionne avec la solution chaude d'ichthyocolle, en agitant jusqu'à consistance de crème; on coule dans un pot, et on laisse prendre en gelée.

Gelée de térébenthine.

Térébenthine de Venise. .	15 gr.
Sirop de sucre.	20
Eau.	20
Gomme arabique.	4
Ichthyocolle.	2

F. S. A.

On suivra cette formule pour les gelées faites avec
Essence de térébenthine,
— de cubèbes.

Pompe pour mettre les eaux minérales naturelles en bouteilles et éviter les causes qui les altèrent.

Par M. O. Henry, membre de l'Académie royale de médecine, etc.

Dans le grand nombre d'eaux minérales naturelles qu'on expédie loin de leurs sources et que l'on conserve dans les dépôts, il en est bien peu qui résistent à une altération plus ou moins rapide. Quelques-unes même au bout de peu de temps sont entièrement modifiées dans leurs principes minéralisateurs, et ne représentent plus en rien les propriétés qu'elles possédaient à leur point d'émergence. Parmi les eaux qui sont plus délicates surtout, et qui dans beaucoup de cas se trouvent complétement changées, nous pouvons citer en première ligne les eaux sulfureuses et les eaux ferrugineuses. Dans celles-ci, le *fer* ténu dissous par des acides *carbonique*, *crénique*, *apocrénique* et *sulfurique*, et à l'état de protosel, passe bientôt à un degré d'oxydation plus prononcé et se sépare de l'eau soit en *sesquioxyde*, soit en un *sous-sel ferrique* insoluble; de telle sorte même que la plupart des eaux de ce genre ont perdu tout à fait leur saveur particulière atramentaire qui les caractérise, et que les malades sont forcés pour prendre le principe *spécial* de ces eaux, de boire ces liquides troubles avec leurs divers dépôts; quant aux eaux sulfureuses, l'altération est bien plus grave encore, car le principe sulfureux soit primitivement libre, soit combiné, se trouve souvent tout à fait décomposé, et le liquide qui n'en renferme plus aucune trace, offre alors de nouvelles combinaisons, douées de propriétés et de caractères très-différents. Ainsi, au lieu d'acide sulfhydrique ou de sulfhydrate on y voit seulement ou du *soufre déposé*, ou des *sulfites*, des *hyposulfites* et des *sulfates*.

Ces altérations souvent complètes, quelquefois seulement partielles, ont un fâcheux résultat pour les personnes qui font usage d'eaux exportées.

Il est encore d'autres eaux qui subissent diverses modifications ou des pertes plus ou moins importantes ; comme le dégagement d'une partie de leur gaz carbonique, la séparation de quelques matières organiques changées par certaines influences.

Tous ces changements, si fréquents et auxquels on fait trop peu d'attention, ne pourraient-ils pas être, sinon tout à fait, du moins en grande partie évités? Je le pense, et je crois qu'atteindre ce but serait utile dans l'intérêt des malades qui ne peuvent boire les eaux à leurs sources mêmes. Voyons d'abord quelles sont les causes les plus ordinaires de destruction des eaux minérales.

Parmi les agents qui portent une action destructive sur certains principes minéralisateurs des eaux, on ne pourrait nier que l'air est un des plus puissants. C'est par l'oxygène qui s'y trouve, que les modifications ont lieu pour les eaux du genre dont j'ai parlé plus haut; et c'est principalement parce que cet agent a été plus ou moins laissé en contact avec les eaux, que l'altération est plus ou moins profonde. Ainsi, pour en donner une preuve, on sait que cet agent fait passer l'élément ferrugineux à un état de suroxydation, et plusieurs de ses protosels à celui de sous-sels sesquioxydés presque toujours insolubles; qu'il décompose l'acide sulfhydrique libre en totalité pour en éliminer le soufre, ou bien change les sulfhydrates en composés oxygénés d'une nature toute différente.

Cette action de l'air sur les eaux minérales, a lieu principalement lorsqu'on les met en bouteilles pour les expédier au loin; d'abord, et cela arrive particulièrement quand elles ont une assez forte thermalité, on les laisse refroidir préalablement dans des baquets ouverts avant de les introduire dans les vases; de plus, pendant leur introduction dans les bouteilles, elles déplacent au fur et à mesure l'air qui s'y trouve, et cet air en s'échappant tourbillonne en quelque sorte au sein du liquide qui arrive successivement. Ce contact doit porter un préjudice réel et prompt aux eaux en se trouvant ainsi divisé avec elles.

C'est donc dans le but d'arriver à diminuer beaucoup ce genre de contact, que je viens proposer le mode suivant d'*embou-*

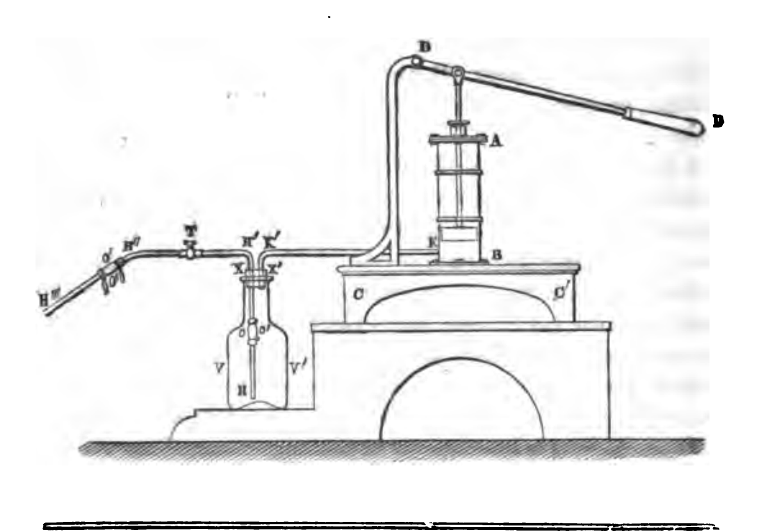
teillage. Il consiste à faire arriver sans secousse le liquide au fond des vases de manière à ce que l'air en soit poussé au dehors de bas en haut, presque sans autre mélange ou contact que celui de la couche supérieure. Pour cela, on fera usage d'une petite pompe *aspirante* AB fixée sur une table CC' ou un socle mobile, et munie d'un petit levier DD' facile à mouvoir à la main.

A la partie inférieure B de la pompe, est adapté un tube métallique étamé KK' qui s'adapte exactement dans un bouchon *conique* XX' où il entre jusqu'au niveau. Ce bouchon peut boucher *très-exactement à frottement* les bouteilles VV' mises en contact avec lui. A côté du tube dont on vient de parler, le bouchon laisse passer aussi très-*exactement* un tube HH'H''H''' qui sera en métal étamé ou en verre un peu fort, et alors flexible par sa jonction à un autre tube à l'aide d'un lien de caoutchouc OO' Ce tube H arrivera au fond de chaque bouteille placée sous le bouchon, il se prolongera au dehors par un autre tube *à robinet* T, qui lui-même, pourra s'adapter à l'aide de liens de caoutchouc à des tubes H''H'''H'''' d'une longueur arbitraire, et dont l'extrémité plongera au centre de la source elle-même ou dans les bassins de réception.

Pour faire fonctionner l'appareil et *embouteiller* l'eau minérale, il suffira de placer convenablement la bouteille sous le bouchon XX' et de l'y faire entrer exactement, ce que la forme conique de ce bouchon permettra aisément. Cela disposé, on introduira l'extrémité du tube H''' dans l'eau de la source ou du bassin à quelque distance du fond pour éviter de troubler le liquide, soit par l'agitation de la vase, soit par celle de quelques dépôts; on fera alors mouvoir la pompe (le robinet T étant ouvert) et au fur et à mesure que l'air du vase sera aspiré, on verra l'eau minérale de la source monter dans la bouteille sans aucune secousse; la bouteille pleine, on fermera le robinet T, on enlèvera le vase pour le boucher de suite et en substituer d'autres successivement. Un seul homme pourrait sans difficultés pratiquer cette opération.

Nota. Le tube H'' avec l'appareil entier pourra aussi bien s'adapter à un récipient qui renfermerait une eau minérale

fabriqués artificiellement et servir à l'embouteillage de ces liquides.



Analyse des eaux minérales de Sermaize ;

par M. Calloud, pharmacien, à Vitry-le-Français (Marne).

Sermaize est un gros bourg du département de la Marne, situé sur la Saulx et dépendant de l'arrondissement de Vitry-le-Français. Depuis longtemps l'attention des médecins et des chimistes a été attirée par l'eau d'une source située à un kilomètre environ de son centre de population.

Le vallon qui donne jour à cette fontaine est d'un aspect fort agréable et dominé par une petite colline boisée au sud-ouest, d'où l'eau semble venir sourdre directement dans un bassin circulaire en pierre de 80 centimètres de profondeur sur 77 centimètres de diamètre, et dont l'excédant s'écoule librement au nord-est, dans un ruisseau à peu de distance.

La croûte géologique des environs de Sermaize est ocracée, argileuse, et renferme beaucoup de coquilles fossiles et particu-

lièrement les genres *gryphea* et *ostrea* ; le gypse calcaire rhomboïdal y est fort abondant ; des mines de fer oxydé y sont exploitées avec avantage.

La réputation dont jouit vulgairement l'eau de Sermaize depuis un temps immémorial excita à diverses époques la curiosité des médecins, qui la recommandèrent dans une foule de maladies ; cependant l'incertitude qui régnait sur sa composition chimique en a longtemps borné l'emploi.

Pour obvier à cet état de choses, M. le préfet de la Marne nomma une commission dont les membres furent pris au sein du jury médical du département ; mais cette commission ne s'est occupée que de l'analyse qualitative : c'est alors que l'un des membres de la commission, M. Leroux, pharmacien distingué, m'a engagé à en faire une étude complète ; j'ai accepté et je me suis empressé de me mettre à l'œuvre.

J'ai fait trois fois l'analyse de l'eau de Sermaize, et chaque fois j'ai obtenu des résultats qui concordaient ensemble ; néanmoins je me propose de faire encore des recherches sur cette eau, quand on aura fait à son bassin les améliorations qu'il réclame.

L'eau de Sermaize n'est pas susceptible de conservation ; il est probable qu'il faut attribuer cet inconvénient aux matières organiques qu'elle tient en dissolution ; en effet, comme elle renferme en même temps des sulfates, ceux-ci se trouvent, à la longue, décomposés par les matières organiques, et partant transformés en sulfures, ce qui communique à cette eau une odeur et une saveur repoussantes. Ainsi, j'ai conservé pendant deux mois de cette eau dans des bouteilles bien bouchées, et en les ouvrant après ce laps de temps, elles avaient acquis une odeur hydrosulfurée très-prononcée.

Cette décomposition a été signalée dans une foule d'eaux minérales qui contiennent tout à la fois des sulfates et des matières organiques.

Propriétés physiques. — L'eau de Sermaize paraît posséder une température égale en toutes saisons ; elle ne gèle jamais. Elle a toujours marqué, été comme hiver, environ 11° au thermomètre centigrade. — La quantité d'eau écoulée en une mi-

nute est de 23 litres 40 centilitres. Donc, la source peut fournir en vingt-quatre heures 33,696 litres.

L'eau de Sermaize est incolore, inodore, sa saveur est légèrement styptique et est facilement supportée par ceux qui en boivent même de fortes proportions. Abandonnée dans une capsule au contact de l'air, elle laisse déposer à la longue un faible dépôt qui contient du carbonate ferreux. Quand on vient à décanter le liquide clair qui surnage le dépôt, celui-ci prend peu à peu une teinte ocracée due à la transformation du carbonate ferreux en sesquioxyde de fer.

Soumise à l'action de la chaleur, cette eau abandonne l'acide carbonique qui constituait les terres à l'état de bicarbonates. A la température de 100 degrés, ce phénomène est plus tranché; elle tient en suspension la totalité des carbonates terreux et ferreux qui se déposent lorsque l'on vient à interrompre le mouvement de l'ébullition.

L'analyse a donné la composition suivante pour un kilogramme de l'eau de Sermaize.

Principes minéralisateurs :

Azote et oxygène.	indéterminé.
Acide carbonique libre.	inappréciable.
	grammes.
Bicarbonate de chaux.	0,48000
Bicarbonate de strontiane.	0,02000
Bicarbonate de magnésie.	0,00775
Bicarbonate ferreux.	0,01010
Bichlorure de magnésium.	0,01000
Sulfate de magnésie.	0,70000
Sulfate de soude.	0,04500
Sulfate de chaux.	0,08500
Silice.	0,01000
Phosphate d'alumine.	traces.
Matière organique, très-complexe, environ.	0,19000
Total des principes. . .	1,55785

Nota. Tous ces principes sont supposés à l'état anydre.

Si, par le calcul, on soustrait des bicarbonates le poids de l'acide carbonique qui se dégage pendant l'évaporation à siccité

d'une même quantité d'eau, on aura alors le poids réel des principes fixes.

Ce poids est à peu près égal à 1,399, poids qui se rapproche infiniment de celui obtenu dans le dosage direct des substances fixes.

Il importe maintenant de signaler une lacune que je me propose de combler au plus tôt; je veux parler de la matière organique de l'eau de Sermaize.

M. Henry, dans ses nombreuses analyses des eaux minérales, et particulièrement dans son beau travail sur les eaux d'Évaux, a fait la remarque que l'iode existe presque toujours dans la matière organique. Je serais curieux de savoir si celle des eaux de Sermaize renferme ce métalloïde ; c'est ce que l'analyse me démontrera.

Revue Médicale.

Nouvelle méthode de traitement des affections saturnines; par M. le docteur Sandras. — M. Sandras a voulu faire tourner au profit de la pratique les recherches de chimie appliquée à la physiologie qui ont été faites dans ces derniers temps, et auxquelles il a pris une part si active. Il s'est d'abord occupé du traitement rationnel d'une maladie qui, dans les grandes villes, fait des victimes nombreuses, je veux parler de l'empoisonnement miasmatique par le plomb, empoisonnement qui atteint un si grand nombre de professions diverses.

S'appuyant d'un côté sur les données physiologiques suivantes : 1° que les poisons absorbés vont se déposer dans le foie; 2° que cet organe est un appareil d'élimination; de l'autre, sur ce fait chimique, que le persulfure de fer est un bon contre-poison du plomb, M. Sandras a institué la thérapeutique suivante des maladies plombiques ou saturnines.

Pour lui elle peut se résumer en trois indications :

1° Débarrasser le malade, au dedans comme au dehors, du poison qui existe en nature au contact de ses organes.

2° Maintenir dans le tube digestif un excès de persulfure de fer destiné à rendre insolubles les parcelles saturnines excrétées par le foie, jusqu'à elimination définitive.

3° Remédier activement aux accidents consécutifs de l'intoxication.

Pour remplir la première indication, M. Sandras fait prendre aux malades un ou deux bains savonneux, et immédiatement après leur entrée à l'hôpital une bouteille d'eau de Sedlitz, ou quelques gouttes d'huile de croton tiglium. Cette partie du traitement ne s'applique qu'aux personnes ayant de fortes coliques ou de la constipation.

Pour remplir la seconde indication il fait avaler matin et soir, le premier ou le second jour du traitement, une cuillerée à bouche d'un mélange de sirop et le persulfure de fer ainsi préparé :

On fait dissoudre à l'eau tiède, dans un vase de terre, 2 kilogrammes de sulfate de fer du commerce. Il faut pour cela un peu plus que le même poids de liquide.

On a d'autre part préparé à l'avance une solution de foie de soufre dans l'eau bouillante; on verse cette solution dans celle de sulfate de fer, et on obtient ainsi un précipité noir et abondant. On laisse déposer, et quand la liqueur qui surnage ne donne plus de teinte noire par l'addition du foie de soufre dissous, on est assuré que tout le sulfate de fer a été éliminé.

Le précipité noir est étalé sur une toile très-serrée, et à plusieurs reprises on le lave à l'eau froide, jusqu'à ce que la liqueur ne dégage plus d'odeur d'œufs pourris.

On laisse alors égoutter le précipité en ayant soin de le couvrir, et quand il n'est plus que légèrement humide, on l'enferme dans des pots de faïence bien bouchés.

Pour administrer ce persulfure, on en mêle 90 grammes avec 500 de sirop simple, et c'est ce mélange qu'on fait prendre aux malades.

Enfin les autres indications accessoires sont remplies par l'opium à faible dose, quand il n'existe que des douleurs, des crampes; à fortes doses dans les tremblements, les convulsions ; par la strychnine à l'intérieur ou en frictions dans les paralysies.

Le régime est aussi substantiel que possible.

Cent vingt-deux malades ont été traités par cette méthode ; cent vingt ont guéri, deux ont succombé aux accidents toxiques.

— **Réflexions sur un remède annoncé comme un spécifique de la rage.** — On lit dans plusieurs journaux la note suivante :

« M. le duc de D*** rapporte d'Allemagne un remède contre la rage; ses effets merveilleux lui ont été attestés par des personnes dont la parole, dit-il, mérite toute confiance. M. le duc de D*** fait appel à la publicité pour vulgariser ce remède aussi efficace que facile à se procurer. Nous nous empressons d'en donner la recette.

» *Remède éprouvé contre la morsure des chiens enragés.* — A la fin du

mois de mai, au commencement de juin, ou au mois de septembre, il faut cueillir les quatre espèces d'herbes suivantes :

1° *Euphorbia villosa*, 2° *Veratrum album*, 3° *Polygonium hydropiper*, 4° *Helleborus vulgaris*.

» Ces plantes croissent habituellement dans les prairies marécageuses. Pour s'en servir, on prend une forte pincée de chacune d'elles, on la met dans une théière, on jette dessus de l'eau bouillante comme pour une infusion de thé. Après quelques minutes on en donne la valeur d'un verre à la personne ou au chien réputés enragés. Dans les premiers moments on se contente de laver la plaie avec de l'eau et du vinaigre. Il faut laisser écouler vingt-quatre heures pour un chien, et quarante-huit pour un homme avant de donner le remède indiqué tout à l'heure. Il a, outre l'avantage de détruire l'effet de la morsure, celui de faire connaître si elle a été ou non produite par un chien enragé. Dans le premier cas, c'est-à-dire si le chien était enragé, cette potion, qu'il faut prendre à jeun, produira des vomissements violents, et on continuera à la donner jusqu'à ce qu'ils aient cessé complétement, ce qui arrive ordinairement à la troisième ou à la quatrième dose. Si, au contraire, le chien n'était pas enragé, le malade ne vomira pas. Il suffira de l'essayer deux fois de suite; mais alors la frayeur serait dissipée, et on éviterait le danger qui provient d'une imagination frappée. Après avoir passé par l'épreuve de ce remède, on peut sans inconvénient conserver un chien qui aura été mordu, et que l'on verra retrouver de l'appétit et guérir parfaitement. »

— L'auteur de la note que je viens de citer a été mû certainement par les sentiments les plus honorables. Mais n'aura-t-il pas lieu de regretter vivement la publicité qu'il a appelée si largement à son aide, dans le cas où l'avenir viendra prouver que le remède spécifique, par lui préconisé, n'a aucune efficacité?

En effet, il est plus que probable, d'après la nature des ingrédients qui forment la base de ce traitement, et aussi d'après la manière peu scientifique dont il est formulé, qu'il n'appartiendra bientôt plus qu'à l'histoire des déceptions thérapeutiques.

Et, s'il en est ainsi, qu'adviendra-t-il des malheureux mordus par des animaux enragés, et qui dans leur croyance naïve boiront un breuvage impuissant, au lieu de couper le mal à sa racine par une cautérisation énergique. Ils succomberont presque infailliblement.

C'est au gouvernement ou aux facultés et académies compétentes que M. de D*** aurait dû donner connaissance de son remède, au lieu de s'adresser au public *si crédule en fait de guérisons promises*, surtout quand un remède se produit sous le patronage d'un nom considérable.

Dans cette circonstance, ne serait-il pas du devoir du conseil de salubrité de faire tenter par les professeurs d'Alfort l'essai du nouveau spéci-

fique, et d'engager, en attendant, le public, par une contre-note, à regarder comme non-avenue celle de M. de D*** ?

—**Effet des émanations phosphorées sur les ouvriers**; par M. Dupasquier. — L'auteur conclut des faits nombreux exposés dans son mémoire :

« 1° Que les émanations phosphorées n'exercent point sur les ouvriers les influences funestes qu'on leur a attribuées;

» 2° Qu'elles ne donnent lieu qu'à une irritation bronchique nullement grave, qui disparaît bientôt par l'habitude qu'acquiert la membrane muqueuse pulmonaire du contact de ces vapeurs phosphorées.

» Par ces conclusions, fondées sur ce qui a été observé dans les fabriques lyonnaises, je ne prétends pas cependant, dit M. Dupasquier, infirmer l'exactitude des faits graves signalés dans les fabriques allemandes et dans celles des environs de Paris. Ces faits seulement doivent, d'après ce qui précède, être attribués à d'autres causes qu'à l'influence des vapeurs phosphorées. Peut-être sont-ils la conséquence de l'emploi de l'acide arsénieux dans la composition de la pâte phosphorique. J'ai appris, en effet, de la manière la plus certaine, que malgré la défense faite, par le conseil de salubrité de Paris, d'employer l'arsenic dans la composition des allumettes chimiques, beaucoup de fabricants en introduisent encore une quantité considérable, qui s'élève même au quart du poids total des matières employées dans cette composition.

» Ce qui a été observé dans la fabrique de phosphore de la Guillotière, dont les produits ne contiennent pas d'arsenic, et la certitude que j'ai acquise d'ailleurs que les fabriques d'allumettes de Lyon ne faisaient jamais usage d'acide arsénieux, rendent au moins très-probable l'opinion que je viens d'émettre sur la cause des accidents produits à Paris et à Vienne par la fabrication des allumettes chimiques.

» L'action stimulante bien connue qu'exerce le phosphore sur les organes génitaux, quand il est administré à l'intérieur, m'avait fait penser que les ouvriers exposés aux vapeurs phosphorées devaient être sujets plus ou moins à cette sorte de surexcitation; mais tous les renseignements que j'ai pris à cet égard m'ont conduit, à mon grand étonnement, je dois le dire, à un résultat négatif. (*Comptes rendus de l'Instit.*, 1846.)

— **Empoisonnement par l'ammoniaque.** — Les cas d'empoisonnement par l'ingestion de l'ammoniaque liquide sont extrêmement rares; on en trouve à peine quelques exemples dans les auteurs. La Gazette de santé (mai 1826) rapportait un cas d'empoisonnement et de mort déterminés par l'administration involontaire de 4 à 8 grammes d'ammoniaque. Tout le monde connaît le fait rapporté par Nysten d'un jeune médecin épi-



lèptique auquel on avait fait respirer de l'ammoniaque pendant un accès, et qui succomba au bout de quarante-huit heures. Mais dans ces rares observations, il n'est presque fait aucune mention des phénomènes spéciaux produits par cette substance. Ce qu'on sait de plus positif à cet égard repose sur les expériences de M. Orfila, qui a trouvé des épanchements sanguins nombreux chez les chiens empoisonnés par l'ammoniaque.

M. Chapplain vient de faire connaître un cas de mort causée par l'ingestion de ce poison. L'individu dont il s'agit a eu des vomissements et des selles sanglantes, et à l'autopsie on a trouvé les intestins remplis de sang mêlé à d'autres matières. — L'auteur remarquant que des substances beaucoup plus irritantes que l'ammoniaque ne déterminent pas d'hémorrhagies, incline à penser que ce phénomène morbide a été dans le cas actuel le résultat d'une action spéciale, fluidifiante, de l'ammoniaque sur le sang. Cette explication semble légitimée par ce fait que dans quelques-unes des expériences de M. Orfila, dans lesquelles le sang était resté fluide, l'ammoniaque avait été introduite par les veines. M. Chapplain a d'ailleurs constaté directement une fluidité remarquable du sang.

— **Destruction d'un ver siégeant au centre de l'œil.** — Le fait suivant est bien digne d'attention, en ce qu'il montre d'une manière éclatante jusqu'où s'étendent les ressources de la thérapeutique quand elle est dirigée par un homme plein de ressources.

Ne semble-t-il pas que l'art serait impuissant à guérir complétement, sans une opération dangereuse et incertaine, un malade portant au centre de l'œil un animal parasite vivant. C'est cependant le problème qu'un médecin italien vient de résoudre avec un succès merveilleux. Voici le fait :

« Un magistrat du royaume de Naples, jeune encore, éprouvait dans l'œil droit (depuis neuf mois) des douleurs violentes. En examinant l'organe de la vue avec une forte loupe, le docteur Alessi vit passer de la chambre postérieure de l'œil dans l'antérieure un *ver* qui, dans l'espace de trois minutes, nagea plusieurs fois d'une des chambres dans l'autre. — M. Alessi attaqua directement ce parasite en entourant l'œil de trois vésicatoires, lesquels furent pansés matin et soir avec une pommade renfermant parties égales de calomel et de poudre de santonine. Le ver ne tarda pas à périr, et, au bout de quarante jours, son cadavre fut résorbé.

L'œil recouvra promptement l'intégrité de ses fonctions.

— **Substitution de l'alcoolé de semences de ricin à l'huile de ces graines, dans la pratique médicale**; par M. le docteur PAROLA. — M. Parola, dans le but d'obtenir un agent cathartique d'un effet plus

certain que l'huile de ricin, qui fatigue souvent l'estomac au point d'être vomie après son ingestion, a proposé de la remplacer dans la thérapeutique par la teinture éthérée, et plus spécialement encore par l'alcoolé de semences de ricin.

Ce praticien, après avoir essayé d'abord sur lui-même, puis sur un bon nombre de malades cette nouvelle préparation pharmaceutique, a reconnu qu'elle offre sur l'huile de ricin, même la plus pure et la plus récente, les avantages suivants :

1° Elle jouit d'une force purgative notablement plus grande que l'huile, quoiqu'elle n'irrite pas davantage l'estomac, et qu'elle ne détermine le vomissement que d'une manière toute exceptionnelle.

2° Elle est d'une conservation beaucoup plus facile que l'huile, et par conséquent elle court bien moins risque d'éprouver une altération dans sa composition chimique. (*Gaz. des hôp.* 1846.)

— Les idées émises dans la note précédente par M. Parola, me paraissent très-justes, aussi ai-je l'intention d'essayer comparativement sur des malades l'huile et l'alcoolé de ricin ; j'aurai soin de tenir le lecteur au courant des résultats obtenus.

— **De la composition de certains topiques caustiques employés par les charlatans ; par M. Serre, d'Arras.** — Depuis un temps immémorial il existe dans plusieurs départements du nord de la France des personnes auxquelles le vulgaire accorde le secret de remèdes propres à détruire les chancres cancéreux. Ces individus dans lesquels les habitants des campagnes ont une confiance aveugle, sont ordinairement un berger, une vieille femme, un rebouteur, ou un domestique ayant été employé dans quelque pharmacie à l'exécution des préparations les plus élémentaires. C'est à l'aide de pois de diverses couleurs, et qu'ils disent recueillir sur certaines plantes merveilleuses d'eux seuls connues, que ces individus exercent leur dangereuse industrie. Voici comment ils s'y prennent : lorsqu'un malade vient les consulter pour une tumeur, une verrue, ou même une crevasse, une gerçure, une simple ulcération de la face, quelle qu'en soit la cause, vénérienne, scrofuleuse, dartreuse, etc., ils appliquent incontinent leur remède. Pour cela ils commencent par pratiquer une incision cruciale sur la partie affectée, et ils y placent et maintiennent solidement un ou plusieurs de leurs pois spécifiques.

Il est facile de prévoir les inconvénients graves qui résultent d'une pratique aussi aveugle. N'ayant pour but que de grossir le mal afin de faire croître à proportion la reconnaissance des opérés, formulée en espèces sonnantes, ces empiriques détruisent toujours avec le point malade une certaine étendue des chairs voisines, afin de pouvoir ensuite proclamer qu'ils ont extirpé le chancre jusqu'à sa racine la plus profonde.

De la sorte, il leur arrive quelquefois de sacrifier une lèvre entière dont ils auraient pu conserver la plus grande partie.

Quand ils ont affaire à un tissu cancéreux, ils amènent souvent la guérison; mais hors de là, on comprend que leur traitement est du moins inutile. Que peuvent-ils en effet contre une crevasse, une dartre simple, une fissure vénérienne ou scrofuleuse?

Non-seulement leur remède est impuissant, mais encore il est très-dangereux en raison de sa composition. En effet, leurs pois ne sont autre chose qu'un mélange d'*acide arsénieux*, de cinabre, etc., en un mot des substances qui entrent dans la composition des pâtes de frère Côme, de Dubois, de Dupuytren et de Rousselot, avec de la farine ou du gluten de froment associés à un peu de salive. Or, n'ayant aucune idée des différences considérables que peuvent imprimer à l'absorption des tissus vivants, un certain nombre de circonstances physiologiques et anatomiques, ils doivent déterminer dans beaucoup de cas, des accidents très-graves et même mortels.

Du reste, le procédé qu'ils emploient, s'il était dirigé par des règles sages, pourrait rendre service à la pratique, car il est d'une grande simplicité.

Si l'on avait recours à leur moyen pour faire tomber une petite tumeur de nature chancreuse, il serait bon de la fendre en quatre et de placer au point d'intersection des quatre incisions, un pois composé comme il a été indiqué plus haut, et fixé solidement. Mais, si on avait affaire à une tumeur un peu volumineuse et qu'un seul pois fût insuffisant pour la faire tomber en entier, il faudrait en employer plusieurs à la fois qu'on planterait l'un à l'entre-croisement de l'incision cruciale, et les autres dans les points de cette incision qui correspondraient à la plus grande épaisseur de la tumeur.

Pour ne point s'exposer à déterminer des accidents graves et quelquefois mortels, il serait prudent de ne jamais faire entrer dans la composition de chaque pois, plus de cinq à dix centigrammes d'arsenic, et encore de les introduire successivement dans les tissus.

Qu'on me permette, en finissant, de rappeler à propos des accidents incessants qui résultent de la facilité avec laquelle on se procure de l'arsenic dans les campagnes, de rappeler, dis-je, qu'une commission nombreuse, et composée des hommes les plus compétents a été instituée, il y a plus d'une année, par le ministre du commerce afin d'aviser aux moyens de supprimer la vente en gros de l'arsenic, commerce qui est la source de tant d'attentats! Eh bien! cette commission n'a point encore fait de rapport, et cependant tous les hommes qui s'intéressent aux progrès de la santé et de la morale publiques hâtent de tous leurs vœux sa publication. Espérons que l'époque n'est pas éloignée où des mesures administratives viendront mettre un terme à des abus que chacun déplore.

Dr. E. B.

Chronique.

Depuis quelques années l'industrie a cherché et est parvenue à perfectionner singulièrement le mécanisme des instruments hydrauliques destinés à la pratique des injections et irrigations sur l'homme vivant. Dans ces derniers temps, le docteur Eguisier, est arrivé à des résultats encore plus favorables que ses devanciers, en imaginant l'irrigateur instrument destiné aux irrigations, injections, douches ascendantes, etc.

MM. les docteurs Robert, Laugier et Huguier, chargés par la société de chirurgie de Paris de faire un rapport sur cet appareil, l'ont essayé dans leurs services avec un succès complet, et l'un d'eux, M. le Docteur Robert, après avoir rendu compte de ses expériences a déclaré qu'il le regardait comme éminemment utile, et comme supérieur à tout ce qui avait été fait dans ce genre jusqu'à ce jour.

Bibliographie.

Pharmacopée de Montpellier ou Traité spécial de Pharmacie, dans lequel on s'occupe des préparations pharmaceutiques, en les considérant au point de vue scientifique et philosophique, et au point de vue pratique, et dans lequel on fait ressortir tout ce qui se rattache à l'art de rendre les médicaments agréables; par M. Gay, professeur de pharmacie à l'École spéciale de pharmacie de Montpellier. 3 vol. in-8°; le premier volume est en vente à Montpellier chez l'auteur; à Paris, chez Baillière, libraire, rue de l'École-de-Médecine, 17.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

W. GREGORY. — Préparation de l'alloxane.

L'auteur discute (1) les avantages que présente sa méthode pour préparer l'alloxane sur celle qui a été recommandée récemment par M. Schlieper.

Voici la méthode de M. Gregory. On verse de l'acide nitrique incolore, d'une densité de 1,412, dans un verre à pied ou dans une capsule à fond plat, puis on y introduit de l'acide urique, à peu près la valeur de ce qui peut tenir sur la pointe d'une petite spatule; on agite, afin d'éviter l'agglomération de la masse, et, quand la poudre est dissoute (ce qui s'effectue avec effervescence), on renouvelle l'addition de l'acide urique. On continue ainsi en ayant bien soin d'empêcher le liquide de s'échauffer trop; il est même prudent d'avoir sous la main de quoi refroidir le vase. Bientôt des cristaux d'alloxane apparaissent; cependant il faut continuer les additions d'acide urique, en observant les mêmes précautions, jusqu'à ce qu'il y ait assez d'alloxane pour que le liquide se prenne en bouillie par le refroidissement.

On emploie 2 onces et demie d'acide nitrique pour décomposer 1200 grains d'acide urique séché à 100°. Il n'est pas avantageux d'opérer sur une plus grande échelle, et si l'on veut se procurer plus d'alloxane, il vaut mieux disposer plusieurs capsules à la fois, et n'y mettre que 2 onces et demi, ou 3 onces tout au plus, d'acide nitrique.

Quand tout l'acide urique est transformé, on abandonne la matière jusqu'au lendemain dans un endroit frais, et ensuite on recueille les cristaux sur un entonnoir bouché avec de l'amiante. L'alloxane ainsi obtenue est anhydre; on la met en digestion avec une quantité d'eau suffisante pour la dissoudre à 60° ou à 65°; la solution filtrée dépose alors par le refroidissement des cristaux d'alloxane hydratée. Les eaux mères en fournissent une nouvelle quantité par l'évaporation à 50 ou 60°.

On réunit les nouvelles eaux mères à la première eau mère

(1) *Philos. Magaz.*, suppl. de juin 1846, n° 190, p. 550.

nitrique, et après avoir ajouté au liquide deux ou trois fois son volume d'eau, on y fait passer de l'hydrogène sulfuré pour convertir l'alloxane en alloxantine; comme une partie passe toujours à l'état d'acide dialurique, il faut abandonner la matière à l'air pendant un jour ou deux, ou jusqu'à ce qu'elle ne dépose plus de cristaux. On purifie l'alloxantine en la faisant cristalliser dans l'eau bouillante, après l'avoir séparée du soufre à l'aide du filtre; 3 parties d'alloxantine sèche correspondent à un peu plus de 4 parties d'alloxane hydratée. L'alloxantine peut aisément être reconvertie en alloxane.

D'après la théorie, 100 parties d'acide urique devraientdoner 128 parties d'alloxane cristallisée; la méthode de M. Gregory en donne sans difficulté 102 pour 100.

GRAHAM. — Nouveau procédé eudiométrique.

Pour absorber l'oxygène contenu dans l'air ou dans d'autres mélanges gazeux, M. Graham (1) propose d'employer une solution ammoniacale de sulfite de protoxyde de cuivre. Ce sel se précipite à l'état de grains pulvérulents si l'on fait passer un courant de gaz sulfureux dans une solution froide de sulfate de cuivre ammoniacal. Dissous dans l'ammoniaque, ce composé absorbe l'oxygène avec une singulière avidité; il donne des résultats très-exacts quand on l'emploie comme moyen eudiométrique.

R. HERMANN.—Observations sur le titane, le tantale et un nouveau métal, l'ilménium.

On rencontre en Sibérie plusieurs minéraux qu'on suppose contenir de l'acide tantalique : ce sont le pyrochlore, l'eschynite, l'yttéro-tantalite et la colombite. Les découvertes récentes de M. Henri Rose sur les tantalites de Bavière ont conduit M. Hermann à reprendre l'examen des minéraux sibériens, afin de s'assurer s'ils ne contiendraient pas aussi le niobium du chimiste de Berlin. Ces recherches ont donné pour résultat que l'eschynite ne renferme pas d'acide tantalique, mais de l'acide niobique; l'yttéro-tantalite de Sibérie ne contient pas non plus

(1) *Philos. Magaz.*, suppl. de juin 1846, n° 190, p. 566.

de l'acide tantalique, mais on y trouve l'acide d'un métal nouveau, fort semblable au tantale, et auquel M. Hermann donne le nom d'*ilménium*, pour rappeler les monts Ilmen près de Miask, où se rencontre le minéral. Quant au pyrochlore et à la colombite de Sibérie, ils paraissent constituer des mélanges d'acide niobique, d'acide tantalique et d'acide ilménique, dont on ne sait pas encore effectuer la séparation analytique.

Voici les observations qui nous sont communiquées (1) par M. Hermann, sur les combinaisons du titane, du tantale, du niobium et de son nouveau métal.

I. *Titane.* — Les propriétés de l'acide niobique ressemblent tellement à celles de l'acide titanique, que déjà plusieurs chimistes ont confondu ces deux corps; il est donc nécessaire de préciser les caractères qui les distinguent. M. Hermann considère les faits suivants comme caractéristiques :

1° La manière d'être du sulfate de titane et de potasse avec l'eau chaude ;

2° L'insolubilité de l'acide titanique dans l'hydrate de soude;

3° La coloration qu'éprouve de la part du zinc une dissolution d'hydrochlorate de titane ;

4° Les propriétés du perchlorure de titane ;

5° La quantité d'acide carbonique que déplace l'acide titanique par sa calcination avec un excès de carbonate de soude.

Sulfate de titane et de potasse. — L'acide titanique fond au rouge avec six fois son poids de bisulfate de potasse, en donnant un verre jaune foncé et limpide; celui-ci se dissout dans une petite quantité d'eau bouillante, en produisant un liquide clair qui se trouble par le refroidissement, par suite de la séparation d'un dépôt blanc; l'addition de l'eau froide augmente ce trouble. Mais si l'on chauffe le liquide, le tout se redissout, et l'on obtient de nouveau une dissolution entièrement limpide.

L'acide titanique et beaucoup de minéraux titanifères peuvent ainsi se dissoudre, comme l'a déjà indiqué M. Henri Rose. M. Hermann a employé cette méthode pour découvrir, dans quelques-uns de ces minéraux, la présence de substances semblables aux combinaisons tantaliques; le rutile, l'ilménite,

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, XXXVIII, p. 92.

la pérowskite et le polymignite ont donné des solutions entièrement limpides. Aucun de ces minéraux ne renferme donc une trace d'acide tantalique, niobique ou ilménique. L'observation de M. Woehler, répétée dans beaucoup d'ouvrages, sur la décomposition du sulfate de titane et de potasse par l'eau en sous-sulfate, ne se rapporte donc qu'à une solution préparée *à froid*.

Comme les acides tantalique, niobique et ilménique donnent, par la fusion avec le bisulfate de potasse, une masse insoluble dans l'eau chaude, cette réaction peut servir à séparer l'acide titanique des acides précédents.

Le sulfate de titane se comporte aussi d'une manière différente dans d'autres circonstances. Si l'on dissout l'acide titanique dans un excès d'acide sulfurique et qu'on chasse par l'évaporation l'acide libre, le résidu de sulfate de titane se dissout dans peu d'eau en donnant une solution limpide. Mais si l'on étend d'eau cette solution et qu'on la porte à l'ébullition, l'acide titanique se sépare, en combinaison avec un peu d'acide sulfurique, sous la forme d'un précipité blanc floconneux.

On obtient un semblable précipité en mélangeant une solution acide d'hydrochlorate de titane avec du sulfate neutre de potasse, et faisant bouillir.

Ces réactions présentent aussi de l'intérêt en ce qu'elles permettent d'effectuer la séparation de l'acide titanique d'avec la zircone.

Titanate de soude. — Quand on chauffe fortement au rouge un mélange intime d'acide titanique et d'un excès de carbonate de soude, la matière entre aisément en fusion. Refroidie, elle se prend en une masse cristalline. D'après les expériences de M. Rose, 100 p. d'acide titanique expulsent, dans ces circonstances, 46,186 à 50,96 p. d'acide carbonique; il se produit alors [Ti^2O^4,Na^2O]; toutefois, cette formule exigerait un déplacement de 55,0 p. d'acide carbonique, et il paraît donc qu'une petite quantité d'acide titanique reste non combiné. Cette forte proportion d'acide carbonique qui est expulsée par l'acide titanique, distingue essentiellement ce dernier des corps tantaloïdes qui n'en expulsent tout au plus que 29 p. c.

Si l'on pulvérise le titanate de soude ainsi obtenu et qu'on l'épuise par l'eau bouillante, il est décomposé. Il se produit un

titanate acide, lequel se dépose à l'état de poudre blanche, et de l'hydrate de soude. Le mélange étant filtré, on obtient d'abord une liqueur limpide qui ne renferme que de la soude caustique, ainsi que l'excédant de carbonate, mais sans une trace d'acide titanique. Cependant si l'on continue les lavages, le titanate acide finit par traverser le filtre sous la forme d'un liquide laiteux.

Ainsi la soude caustique ne dissout pas une trace d'acide titanique; cette réaction distingue aussi ce dernier des substances tantaliques, lesquelles donnent, par la calcination avec le carbonate de soude, des combinaisons que l'eau décompose en sel acide insoluble et en sous-sel soluble.

Hydrochlorate de titane et zinc. — Si l'on place une lame de zinc dans une solution d'acide titanique dans l'acide hydrochlorique, la liqueur acquiert peu à peu une belle couleur améthyste, qui devient si foncée par l'action prolongée du métal que la liqueur paraît noire. Parmi les substances tantaloïdes, il n'y a que l'acide niobique qui se comporte d'une manière semblable. Une dissolution d'acide niobique dans l'acide hydrochlorique devient, par le zinc, d'abord d'un bleu pur qui passe au brun par une action prolongée.

Le *perchlorure de titane* forme un liquide limpide. Les perchlorures des corps tantaloïdes se présentent sous la forme de masses compactes ou de sublimés cristallins.

II. *Tantale.* — M. Hermann a fait les expériences suivantes pour connaître les propriétés du véritable acide tantalique; ce corps avait été extrait du tantalite de Kimito en Finlande, d'après la méthode de M. Berzélius.

L'acide ainsi préparé avait toutes les propriétés qui lui sont assignées dans les premières éditions des traités de M. Berzélius et de M. Gmelin; mais dans les nouvelles éditions de ces ouvrages, on trouve quelques indications erronées de M. Woehler qui se rapportent à d'autres corps; ainsi, p. ex., il est dit que l'acide tantalique devient jaune par la calcination au rouge, et bleuit par l'action du zinc.

M. Hermann se range aussi de l'opinion de M. Rose sur la formule de l'acide tantalique (TiO^2, dans notre notation Ti^2O^2); en effet, l'isomorphisme de la colombite et du wolfram, le rem-

placement fréquent des acides tantaloïdes par l'acide titanique, le peroxyde d'étain ou acide stannique et l'oxyde de tungstène, parlent en faveur de cette formule.

Un autre fait vient aussi à l'appui de cette formule : c'est la proportion d'acide carbonique déplacée du carbonate de soude par la calcination avec l'acide tantalique. M. Hermann a obtenu, dans deux expériences, en calcinant fortement un mélange de parties égales d'acide tantalique et de carbonate neutre de soude desséché, sur 100 p. d'acide tantalique :

15,00 p. d'acide carbonique
14,95 — —

c'est-à-dire, terme moyen, 14,975 p. d'acide carbonique. Celles-ci renferment 10,89 oxygène. Or, selon M. Berzélius, 100 p. d'acide tantalique renferment 11,5 oxygène. Les atomes d'oxygène dans un atome des deux acides sont entre eux comme 2,000 : 2,114, ou sensiblement, comme 2 : 2. L'acide tantalique renferme par conséquent 2 atomes d'oxygène ; il faut donc élever le poids atomique du tantale Ta^2 de 1148,36 à 1531,15.

L'*acide tantalique*, obtenu par une forte calcination du sulfate tantalique, se présente sous la forme de masses blanches, d'une cassure terreuse, et se réduisant aisément en une poudre tendre. Il est infusible, réfractaire, sans odeur ni saveur. Sa densité, d'après Ekeberg, est de 6,50; M. Hermann a trouvé 6,78.

Suivant M. Woehler, l'acide tantalique deviendrait d'un jaune citroné par chaque calcination. M. Rose dit aussi qu'il devient très-légèrement jaunâtre. Cependant M. Hermann n'a pu observer le moindre changement de couleur.

Lorsqu'on précipite un tantalate alcalin par l'acide hydrochlorique, il se produit un précipité volumineux et diaphane, qui est Ta^2O^2+2aq.

Quand on fait passer les vapeurs de l'alcool sulfuré sur de l'acide tantalique chauffé au rouge blanc, il se produit une matière grise semblable au graphite, et qui est le *sulfure de tantale* Ta^2S^2.

Il existe aussi des combinaisons d'*acide sulfurique et d'acide tantalique*. L'hydrate et le sous-sulfate tantaliques se dis-

solvent en petite quantité dans l'acide sulfurique concentré. L'eau sépare de cette solution des flocons blancs d'un sous-sel. Celui-ci s'obtient aussi en faisant fondre de l'acide tantalique avec six fois son poids de bisulfate de potasse, lavant la masse fondue et desséchant à 100°; il constitue une matière blanche et terreuse, insoluble dans l'eau et les acides étendus; même l'acide hydrochlorique ne dissout que des traces de la combinaison humide. C'est par cette réaction que ce sous-sulfate tantalique se distingue du sous-sulfate niobique, lequel se dissout aisément, à l'état humide, dans l'acide hydrochlorique chaud et concentré.

M. Hermann représente le sous-sulfate tantalique par $SO^3+3Ta^2O^2$. Par la calcination, ce sel ne perd tout son acide sulfurique qu'avec beaucoup de difficulté; de là sans doute l'excès que donne ordinairement l'analyse des tantalites.

Le *perchlorure de tantale* s'obtient en calcinant un mélange de charbon et d'acide tantalique dans un tube de porcelaine, pendant qu'on y fait passer un courant de chlore. Le perchlorure se dépose alors, dans les parties froides du tube, sous la forme d'un sublimé lanugineux composé de prismes jaunâtres. L'excès de chlore entraîne une petite quantité du produit sous la forme d'une vapeur blanche, qui se condense sur les objets humides à l'état d'acide tantalique.

A l'air humide le perchlorure de tantale exhale des vapeurs d'acide hydrochlorique en devenant blanc et opaque. Jeté dans l'eau, il produit un sifflement, et se décompose avec beaucoup de chaleur en produisant de l'acide tantalique et hydrochlorique.

M. Hermann dit n'avoir pas obtenu, à l'analyse de ce corps, des résultats concordants. 100 parties en ont donné de 67,03 à 69,36 acide tantalique et 40,0 parties de chlore. D'après le calcul, il aurait fallu obtenir 73,15 acide tantalique et 36,66 chlore.

Tantalate de soude. Si l'on mélange intimement parties égales d'acide tantalique et de carbonate de soude sec, et si l'on soumet ce mélange à la chaleur rouge d'un feu de forge, il se produit une masse agglomérée, mais non fondue, d'une couleur grise et d'une cassure terreuse. 100 p. d'acide tantalique expulsèrent,

dans ces circonstances, 14,97 p. d'acide carbonique qui correspondent à 21,23 p. ou à 17,51 pour 100 de soude. Il se produit donc ainsi du tantalate neutre de soude (Ta^2O^2,Na^2O). Si l'on réduit en poudre le sel ainsi obtenu, et qu'on l'épuise par l'eau bouillante, il se décompose; il se sépare un tantalate acide, sous la forme d'une poudre blanche, tandis qu'il se dissout un sous-tantalate; par les lavages, le tantalate acide, comme le titanate correspondant, passe au travers du filtre, sous la forme d'un liquide laiteux.

L'acide hydrochlorique en excès ne précipite qu'en partie l'acide tantalique de la solution du tantalate de soude; une grande partie de l'acide tantalique reste en dissolution. Cette réaction distingue ce dernier de l'acide ilménique, lequel est complétement précipité de sa solution alcaline par l'acide hydrochlorique.

Suivant M. Berzélius, l'acide tantalique hydraté, mis en digestion avec l'eau de baryte, fixe 28,57 pour 100 de baryte. Il paraît se former dans ces circonstances un mélange de deux sels, c'est-à-dire de tantalate neutre avec 26,89 et de sous-tantalate avec 45,2 pour 100 de baryte.

Si l'on ajoute à une dissolution de tantalate de soude un excès d'acide hydrochlorique avec une teinture de noix de galle, il se produit un précipité orangé clair.

Si, au lieu d'employer la teinture de noix de galle, on prend le ferrocyanure de potassium, on obtient un précipité de même couleur. Ces précipités sont plus clairs que ceux qu'on obtient avec l'acide niobique et surtout bien plus clairs que ceux de l'acide ilménique.

Acide tantalique et zinc. Si l'on place une lame de zinc dans une solution hydrochlorique d'hydrate d'acide tantalique, le liquide ne change pas de couleur; l'action étant prolongée, l'acide tantalique se précipite à l'état de flocons blancs. Dans les mêmes circonstances, l'acide niobique devient d'abord bleu, puis brun. L'acide ilménique hydraté est insoluble dans l'acide hydrochlorique, mais il se colore aussi en bleu par le zinc, quand il a été acidulé par l'acide hydrochlorique.

Au chalumeau l'acide tantalique donne avec le borax et avec le phosphate, dans la flamme extérieure et dans la flamme in-

térieure, des verres incolores qui, saturés complétement, se troublent aisément en blanc.

Les *tantalites* de Kimito et de Tamela sont, selon M. Hermann, des tantalates acides de fer et de manganèse :

$$2\left.\begin{matrix}Fe^2O\\Mn^2O\end{matrix}\right\}+3Ta^2O^3.$$

La *colombite* paraît être du tantalate neutre de fer et de manganèse; une partie du tantale y est ordinairement remplacée par du niobium ou de l'ilménium. Voici comment M. Hermann la représente :

$$\left.\begin{matrix}Fe^2O\\ \\Mn^2O\end{matrix}\right\}\left\{\begin{matrix}Ta^2O^3\\Nb^2O^3\\Jl^2O^3.\end{matrix}\right.$$

Les caractères qui, en définitive, distinguent l'acide tantalique, sont les suivants :

1° Fondu avec du bisulfate, il donne, au rouge, une solution limpide; le produit bouilli avec l'eau se décompose, et alors l'acide tantalique reste entièrement à l'état insoluble, en combinaison avec l'acide sulfurique;

2° Le sulfate tantalique humide est insoluble dans l'acide hydrochlorique concentré et bouillant;

3° Le poids spécifique élevé que présente l'acide tantalique : 6,50 — 6,78;

4° L'inaltérabilité de la couleur de l'acide tantalique pendant la calcination;

5° La solubilité de l'acide tantalique hydraté dans l'acide hydrochlorique;

6° L'inaltérabilité de la couleur d'une solution d'acide tantalique dans l'acide hydrochlorique pendant l'action du zinc;

7° La couleur claire des précipités produits par la teinture de noix de galle et le ferrocyanure de potassium, dans une solution d'acide tantalique dans l'acide hydrochlorique.

8° La faible quantité d'acide carbonique (tout au plus 15 p.100) que l'acide tantalique expulse du carbonate de soude par la calcination;

9° L'état incolore des verres produits par l'acide tantalique au chalumeau avec le borax et le phosphate;

10° Le poids atomique du tantale qui est 1531,75 = Ta^2.

Quelques expériences que M. Hermann a faites avec l'yttéro-tantalite de Suède le portent à croire que ce minéral est constitué par un tantalate ; cependant le poids spécifique de l'acide extrait par ce chimiste n'était que de 4,05 tandis que celui de l'acide tantalique a été trouvé bien plus fort.

III. *Niobium.* — M. Hermann a fait quelques expériences avec l'acide niobique extrait de l'eschynite, et lui a trouvé la plupart des caractères attribués par M. Henri Rose à l'acide obtenu avec la colombite. Voici cependant plusieurs points sur lesquels ces chimistes diffèrent: selon M. Rose, le poids atomique du niobium serait plus élevé que celui du tantale, tandis que suivant M. Hermann, il serait sensiblement le même. De même, M. Rose dit que l'acide niobique calciné se présenterait toujours sous forme de fragments à cassure brillante; selon M. Hermann, au contraire, l'acide extrait de l'eschynite ne présenterait cet aspect que s'il a été préparé par la calcination de l'hydrate, et l'acide obtenu par la calcination du sulfate formerait des morceaux à cassure mate. Il serait donc possible que les substances préparées avec l'eschynite et la colombite ne fussent pas identiques.

Quoi qu'il en soit, voici les résultats obtenus par M. Hermann avec l'acide extrait de l'eschynite.

Préparation de l'acide niobique.—On mélange ce minéral, réduit en poudre fine, avec six fois son poids de bisulfate de potasse, et l'on expose ce mélange à une chaleur rouge modérée, jusqu'à ce que la dissolution soit complète. Ensuite on verse la masse liquide dans un vase plat de platine et on l'y laisse refroidir. On réduit en poudre fine la masse solidifiée et on l'épuise par l'eau bouillante. Il reste ainsi du sous-sulfate niobique à l'état insoluble, cependant il retient toujours avec opiniâtreté certaines quantités de cérium ou de fer.

On mélange le sous-sulfate niobique, encore humide, avec trois fois son volume d'acide hydrochlorique concentré et l'on chauffe le mélange; le sous-sulfate niobique se dissout alors complétement. On peut étendre d'eau la solution sans qu'elle se trouble. Ordinairement il reste alors, à l'état insoluble, une certaine quantité de poudre d'eschynite non décomposée; on en sépare, à l'aide du filtre, la solution limpide.

Celle-ci ayant été étendue d'eau, on y ajoute une solution concentrée de sulfate neutre de potasse. Il se produit ainsi un épais précipité blanc de sulfate niobique pur qu'il faut bien laver. Le liquide acide retient encore de l'acide niobique beaucoup plus impur ; on en extrait celui-ci en précipitant par l'ammoniaque, faisant fondre de nouveau le précipité desséché avec du bisulfate de potasse et lessivant la masse fondue.

Par la calcination au feu de forge, le sulfate niobique laisse de l'acide niobique pur.

On obtient le *niobium* métallique, en chauffant le chlorure niobique ammoniacal dans un courant de gaz ammoniac. Cette opération peut s'exécuter dans un tube de verre sur la lampe à alcool. Le mieux est de saturer d'abord par l'ammoniaque le chlorure niobique et de décomposer par la chaleur la combinaison, dans le même appareil, pendant qu'on continue d'y diriger de l'ammoniaque. Il se sublime alors du sel ammoniac et il reste un corps noir et poreux, semblable au noir de fumée, qui apparait dans les parties où il touche le verre, en pellicules cohérentes, de l'aspect et de l'éclat du charbon produit par la calcination du sucre. Ce produit est le niobium (1).

Ce métal ne décompose pas l'eau; il n'est pas même oxydé par l'acide hydrochlorique, l'acide nitrique ou l'eau régale, à la température de l'ébullition. Mais un mélange d'acide nitrique et d'acide hydrochlorique le dissout, selon les observations de M. Rose.

Chauffé au contact de l'air, le niobium prend feu et brûle en donnant de l'acide niobique blanc.

Une solution d'acide niobique dans l'acide hydrochlorique se colore par le zinc d'abord en bleu, et par une action prolongée en brun. L'ammoniaque en excès produit dans ces solutions des précipités bleus ou bruns, qui redeviennent blancs à l'air. Ces phénomènes semblent indiquer l'existence d'oxydes inférieurs à l'acide, celle d'un protoxyde brun et celle d'un oxyde bleu, intermédiaire entre ce protoxyde et l'acide.

---

(1) L'auteur ne dit pas s'il a constaté l'absence de l'azote dans ce produit; on se rappelle que le prétendu chrome métallique, obtenu par un procédé semblable, n'est autre chose qu'un azoture. C. G.



L'*acide niobique* s'obtient par la combustion du niobium, ou par la calcination, au feu de forge, du sulfate niobique, ou enfin par la calcination de l'hydrate niobique sur la lampe. Le produit obtenu par les deux premiers procédés forme des fragments d'un blanc de neige, à cassure terreuse, absolument comme l'acide tantalique. Celui qu'on obtient par le dernier procédé forme des fragments jaunâtres, à cassure vitreuse. Le poids spécifique de l'acide est de 3,95.

La calcination communique à l'acide niobique une belle couleur dorée; cette teinte disparaît entièrement par le refroidissement.

Quand on précipite par l'ammoniaque une solution d'acide niobique, on obtient l'*hydrate niobique*, sous la forme d'un précipité gélatineux et diaphane, semblable à l'alumine, et qui se dessèche en masses translucides.

Il n'existe pas de *carbonate niobique*. Le carbonate d'ammoniaque précipite de l'hydrate d'une solution d'hydrochlorate niobique.

Sulfates niobiques. L'acide niobique calciné n'est que légèrement attaqué par l'acide sulfurique concentré; mais la dissolution est complète si l'on élève le point d'ébullition de l'acide sulfurique par une addition de sulfate de soude.

L'hydrate niobique se dissout aisément et d'une manière complète dans l'acide sulfurique concentré; après l'évaporation de l'acide excédant, il reste du sulfate niobique à l'état d'une masse incolore et transparente. Ce sel est décomposé par l'eau en sous-sulfate et en acide sulfurique libre retenant un peu d'acide niobique.

Le *sous-sulfate niobique* s'obtient soit en décomposant le sulfate acide par l'eau, soit en précipitant par le sulfate neutre de potasse une solution d'acide niobique dans l'acide hydrochlorique, soit enfin en épuisant par l'eau bouillante la combinaison du sulfate niobique avec le bisulfate de potasse. C'est un précipité blanc épais qui se dessèche en fragments d'un blanc de neige et d'une cassure terreuse. Cette combinaison renferme, à l'état sec, 16,70 0/0 d'acide sulfurique, et paraît être, selon l'auteur, $2SO^3 + 3Nb^2O^3$.

Le sulfate niobique perd par la calcination tout l'acide sulfurique.

Lorsqu'on fait fondre ensemble, à la chaleur rouge, du bisulfate de potasse avec de l'acide niobique, il se produit une solution jaune et limpide qui se prend par le refroidissement en une masse diaphane. L'eau bouillante extrait de ce produit du bisulfate de potasse, contenant un peu d'acide niobique, et laisse du sous-sulfate niobique à l'état insoluble. Il ne faut pas perdre de vue, dans les analyses, cette circonstance que les lavages de cette combinaison entraînent toujours un peu d'acide niobique.

Le bisulfate de soude dissout l'acide niobique aussi aisément à la chaleur rouge que le fait le bisulfate de potasse. Cependant le produit se distingue en ce qu'il se dissout complétement dans peu d'eau bouillante en produisant un liquide qui peut être filtré. Cette réaction fournit le moyen de séparer l'acide niobique d'avec l'acide tantalique et l'acide ilménique, attendu que ces deux derniers restent complétement à l'état insoluble quand on traite par une petite quantité d'eau la combinaison avec le bisulfate de soude. Quand on étend de beaucoup d'eau le produit de la fusion de ce bisulfate avec l'acide niobique, celui-ci se sépare sous forme de sous-sulfate, mais la séparation n'est pas complète; il reste, en dissolution, beaucoup d'acide niobique qu'on peut précipiter par l'ammoniaque.

Le *chlorure de niobium* se prépare comme le chlorure de tantale. Le chlorure niobique se dépose à l'extrémité froide du tube de porcelaine, soit sous la forme d'une masse blanche et spongieuse, soit sous celle de prismes groupés en aigrettes; il se comporte avec l'eau comme le chlorure tantalique; l'acide hydrochlorique le dissout complétement.

L'hydrate et le sous-sulfate niobiques se dissolvent aisément, à l'état humide, dans l'acide hydrochlorique concentré et chaud. Par l'évaporation de cette solution, on voit se séparer du sous-hydrochlorate niobique sous forme de poudre blanche.

D'un autre côté, l'hydrate niobique ne se dissout qu'imparfaitement dans l'acide hydrochlorique dilué. C'est sur cette circonstance que repose ce phénomène paradoxe, que l'hydrate séché à l'air se dissout complétement dans l'acide hydrochlori-

que concentré et chaud, tandis que l'acide hydrochlorique précipite la plus grande partie de l'acide niobique de la solution de son sel de soude; la dilution de l'acide hydrochlorique par l'eau de la solution et le peu de solubilité de l'hydrate niobique dans l'acide hydrochlorique, voilà donc ce qui occasionne ce phénomène.

On peut étendre d'eau la solution de l'acide niobique dans l'acide hydrochlorique concentré, sans que le liquide se trouble; mais si l'on porte à l'ébullition le liquide ainsi dilué, il se précipite du sous-hydrochlorate niobique.

Le chlorure de niobium absorbe l'ammoniaque avec beaucoup de vivacité et dégagement de chaleur, en produisant une combinaison jaune, laquelle, suivant M. Rose, se décompose dans le vide en sel ammoniac et niobium, et fournit donc le moyen de se procurer, sans beaucoup de peine, du niobium métallique.

L'hydrate niobique ne se dissout pas dans l'acide nitrique; une solution de niobate de soude est presque entièrement précipitée par l'acide nitrique.

Niobates. 100 p. d'acide niobique, calcinées avec un poids égal de carbonate de soude, en expulsent 29,44 d'acide carbonique, en produisant une masse grise, à cassure vitreuse, qui paraît contenir [Nb^2O^2,$2Na^2O$]. Ce produit se décompose, comme le tantalate de soude, par l'ébullition avec l'eau, en niobate acide insoluble et en sous-niobate soluble.

Si l'on mélange une solution diluée d'acide niobique dans l'acide hydrochlorique avec un excès de chlorure de baryum, et qu'on y ajoute ensuite de l'ammoniaque, il se produit un précipité visqueux et transparent, qui se dessèche en morceaux jaunâtres, à cassure vitreuse. Quand on ajoute du chlorure de baryum à une solution concentrée et préparée à l'ébullition d'hydrate niobique dans l'acide hydrochlorique, le liquide dépose par le refroidissement des paillettes de *niobate de baryte*, nacrées et groupées en étoiles.

Une solution d'acide niobique dans l'acide hydrochlorique donne, avec le ferrocyanure de potassium, un beau précipité orangé, qui est plus foncé que celui qu'on obtient avec l'acide antalique. Une solution d'hydrochlorate niobique donne avec

la teinture de noix de galle un précipité orangé, qui est également plus foncé que le précipité tantalique correspondant.

Si l'on place une lame de zinc dans une solution hydrochlorique d'acide niobique, le liquide acquiert d'abord une teinte bleue très-pure ; mais, par une réaction prolongée, il devient brun. Lorsque la solution ne renferme qu'une petite quantité d'acide niobique, ou qu'elle contient un mélange de cet acide et d'acide tantalique, il arrive souvent que la couleur bleue ne se produise pas, mais passe immédiatement au brun.

L'acide niobique donne avec le borax, dans la flamme extérieure, un verre jaune à chaud et incolore par le refroidissement ; dans la flamme intérieure, il se produit un verre brun. Avec le phosphate on obtient aussi, dans la flamme extérieure, un verre jaune à chaud et incolore par le refroidissement ; si l'on a affaire à de l'acide niobique pur, la flamme intérieure donne une perle d'un beau bleu. Cependant l'acide niobique, mélangé d'acide tantalique ou ilménique, donne ordinairement avec le phosphate, dans la flamme intérieure, des verres brunâtres.

Voici, en résumé, les caractères qui distinguent l'acide niobique :

1° Il fond au rouge avec le bisulfate de potasse en produisant une combinaison limpide qui se décompose par le lavage à l'eau, en laissant à l'état de sous-sulfate insoluble la plus grande partie de l'acide niobique.

2° Il fond au rouge avec le bisulfate de soude, en produisant une combinaison limpide qui se dissout complétement dans une petite quantité d'eau ; quand on étend d'eau cette solution, la plus grande partie de l'acide niobique se précipite en combinaison avec l'acide sulfurique.

3° L'hydrate et le sous-sulfate niobiques se dissolvent à l'état humide, aisément et d'une manière complète, dans l'acide hydrochlorique concentré et chaud.

4° La solution de l'acide niobique dans l'acide hydrochlorique, donne, par la teinture de noix de galle et par le ferrocyanure de potassium, des précipités plus foncés que les précipités correspondants de l'acide tantalique, et plus clairs que ceux de l'acide ilménique.

5° La solution de l'acide niobique dans l'acide hydrochlorique

est colorée par le zinc, d'abord en bleu pur, puis, par un contact prolongé, en brun.

6° L'acide niobique donne avec le borax, dans la flamme intérieure, un verre brun; avec le phosphate, un verre bleu.

7° L'acide niobique a une densité bien moindre (3,95) que celle de l'acide tantalique.

IV. *Ilménium*. — Ce nouveau métal se rencontre dans un minéral que M. Hermann avait pris d'abord pour de l'yttéro-tantalite, mais qu'il propose de désigner sous le nom d'*yttéro-ilménite*, attendu qu'il ne renferme pas d'acide tantalique. C'est dans ce minéral que se trouve l'ilménium, sous la forme d'un corps qui partage beaucoup de caractères avec l'acide tantalique; il s'en distingue, toutefois, par plusieurs caractères. En effet, l'acide ilménique a une densité bien moindre que l'acide tantalique; il devient très-jaune par la calcination; son hydrate, humecté d'acide hydrochlorique, prend une couleur bleue au contact du zinc; il expulse, par sa fusion avec le carbonate de soude, une proportion de gaz carbonique bien plus forte.

De même, l'acide ilménique se distingue de l'acide niobique par l'insolubilité absolue de son hydrate dans l'acide hydrochlorique concentré, et parce qu'il ne colore pas les verres au chalumeau.

Une réaction caractéristique de l'acide ilménique, c'est qu'une solution d'ilménate de soude donne avec un mélange d'acide hydrochlorique et de teinture de noix de galle ou de ferrocyanure potassique, des précipités *bruns* bien plus foncés que l'hydrate de fer. Ni l'acide tantalique, ni l'acide niobique ne donnent des précipités d'une coloration si foncée.

Ensuite, le poids atomique de l'ilménium est aussi bien moins élevé que celui du tantale et du niobium. Si l'on admet que l'acide ilménique renferme 2 atomes d'oxygène, le poids atomique de l'ilménium s'élève à environ $753,0 = Il^2$.

La préparation de l'acide ilménique par l'yttro-ilménite peut s'effectuer de la même manière que celle de l'acide tantalique, par le tantalite ou l'yttro-tantalite. On réduit ce minéral en poudre fine et on le fait fondre avec six fois son poids de bisulfate de potasse, jusqu'à ce qu'on ait une solution limpide; on

épuise ensuite ce produit par l'eau bouillante, de manière qu'il reste du sous-sulfate ilménique à l'état insoluble.

Pour être certain qu'il ne renferme pas de minéral non décomposé, on fait fondre de nouveau ce sous-sulfate avec du bisulfate de potasse, et l'on opère comme précédemment. Après avoir bien lavé la matière, on l'arrose, à l'état humide, de sulfhydrate d'ammoniaque, qu'on maintient en digestion; on lave, on fait bouillir avec de l'acide hydrochlorique concentré, et après l'avoir lavé de nouveau, on dessèche. Ces opérations donnent du sous-sulfate ilménique qui abandonne, par la calcination au feu de forge, de l'acide ilménique à l'état de pureté.

On obtient l'*ilménium* métallique, en calcinant, dans une atmosphère d'ammoniaque, le chlorure d'ilménium ammoniacal, comme on l'a indiqué pour le niobium. Il forme des morceaux poreux ou des feuillets cohérents, de l'aspect du noir de fumée ou du charbon produit par la calcination du sucre.

L'ilménium ne décompose pas l'eau. Les acides nitrique et hydrochlorique, ainsi que l'eau régale, n'y agissent pas à l'ébullition.

Chauffé à l'air, il prend feu et brûle en donnant de l'acide ilménique blanc.

L'*acide ilménique* s'obtient donc par trois procédés : par la combustion de l'ilménium, par la calcination de l'hydrate ilménique, et par une forte calcination, au feu de forge, du sous-sulfate ilménique. Obtenu par la première ou la troisième méthode, il se présente sous la forme de fragments entièrement blancs, à cassure terreuse; ces fragments n'ont que peu de cohérence, et se réduisent, par la plus légère pression ou par l'humectation avec de l'eau, en une poudre tendre. L'acide préparé par le second procédé forme des morceaux fermes et blancs, d'une cassure conchoïde et sans éclat.

Pendant la calcination, l'acide ilménique prend une belle teinte dorée; l'acide obtenu par l'hydrate devient, dans ces circonstances, plus foncé que l'acide préparé par la calcination du sous-sulfate. Après le refroidissement, l'acide ilménique reprend entièrement sa couleur blanche.

Son poids spécifique est de 4,10 à 4,20.

L'*hydrate ilménique* se précipite quand on ajoute un excès d'acide hydrochlorique à une solution d'ilménate de soude; c'est un précipité gélatineux, blanc et diaphane, qui se dessèche en morceaux fermes sans éclat.

L'acide ilménique ne se dissout pas dans l'acide sulfurique concentré, mais il fond aisément au rouge avec le bisulfate de potasse ou de soude, en donnant une masse limpide, jaune à chaud et incolore après le refroidissement. Après le lavage de ce produit, l'acide ilménique reste complétement à l'état insoluble, en combinaison avec l'acide sulfurique, sous la forme d'un épais précipité blanc qui donne, par la dessiccation, des morceaux blancs à cassure terreuse.

L'acide ilménique n'a qu'une faible affinité pour l'acide sulfurique; par des lavages longtemps prolongés, il s'en sépare complétement et se convertit en hydrate.

Une certaine quantité de sulfate ilménique, dont toutefois les dernières eaux de lavages contenaient encore de petites quantités d'acide sulfurique, à été desséchée à 50°C., et s'est trouvée contenir 77,63 ac. ilménique, 7,69 ac. sulfurique, et 14,68 eau.

Le *sous-sulfate ilménique*, à l'état humide, est entièrement insoluble dans l'acide hydrochlorique concentré et chaud. Cette manière d'être distingue positivement l'acide ilménique de l'acide niobique.

A la chaleur rouge, le sous-sulfate ilménique perd aisément la totalité de son acide sulfurique.

Le *chlorure d'ilménium* se prépare comme celui de tantale; il se dépose, dans la partie froide du tube de porcelaine, sous la forme d'une espèce de givre, composé de prismes jaunâtres et translucides.

A l'air humide, le chlorure ilménique exhale des vapeurs hydrochloriques; il devient alors blanc et opaque. Jeté dans l'eau, il détermine un bruissement et se décompose, avec dégagement de beaucoup de chaleur, en produisant de l'acide hydrochlorique et des caillots blancs et diaphanes d'hydrate ilménique.

Il absorbe l'ammoniaque sèche avec beaucoup d'avidité et en s'échauffant considérablement; il se produit ainsi une masse

jaune que la calcination dans le vide transforme en sel ammoniac et ilménium.

Parties égales d'acide ilménique et de carbonate de soude sec ont éprouvé, à une forte chaleur rouge, une perte d'acide carbonique s'élevant à 29,1 p. c. du poids de l'acide ilménique.

L'*ilménate de soude* forme une masse grise à cassure terreuse. L'ébullition avec l'eau le décompose en sel acide qui se dépose à l'état d'une poudre blanche, et en sous-ilménate soluble.

Un excès d'acide hydrochlorique ou nitrique précipite *complétement* l'acide ilménique de l'ilménate de soude; cette circonstance le distingue essentiellement de l'acide tantalique et de l'acide niobique qui restent en partie en dissolution.

Une solution concentrée d'ilménate de soude ne donne pas de cristaux par l'évaporation spontanée; le liquide se trouble peu à peu par l'action de l'acide carbonique de l'air, et dépose une poudre blanche d'ilménate acide de soude.

Quand on ajoute, à une solution d'ilménate de soude, du ferrocyanure de potassium et puis de l'acide hydrochlorique, il se produit un précipité brun plus foncé que l'hydrate de fer; la teinture de noix de galle se comporte de même.

L'hydrate et le sous-sulfate ilméniques ne se dissolvent pas dans les acides; on ne peut donc pas, avec l'acide ilménique, préparer des solutions acides pour les exposer à l'action du zinc. Mais si l'on humecte d'acide hydrochlorique de l'hydrate ou du sous-sulfate récemment précipité et qu'on l'expose à l'action du zinc, il se produit une coloration bleu grisâtre.

Avec le borax et avec le phosphate, l'acide ilménique produit, soit dans la flamme intérieure, soit dans la flamme extérieure, des verres qui paraissent jaunes, mais deviennent incolores par le refroidissement. Par une saturation complète, ces verres deviennent aisément troubles.

Telles sont les observations données par M. Hermann sur le titane, le tantale, le niobium et l'ilménium. Le reste de son Mémoire contient quelques détails sur les minéraux où se rencontrent ces métaux; j'y renvoie le lecteur.

A. LAURENT. — Nouvelles anilides.

Chlorocyanilide. — Pour obtenir cette nouvelle anilide, on jette du chlorure solide de cyanogène, réduit en poudre, dans un ballon qui renferme de l'eau tiède, de l'aniline et un peu d'alcool, destiné à favoriser la dissolution de cette dernière. Il se produit immédiatement une poudre blanche qui est la chlorocyanilide; la liqueur renferme en dissolution de l'hydrochlorate d'aniline.

Ce corps est insoluble dans l'eau, un peu soluble dans l'alcool bouillant, où il cristallise en lamelles brillantes. Il renferme

$$C^{15}H^{13}N^{5}Cl,$$

et s'est donc formé de la manière suivante :

$$\underset{\text{Aniline.}}{2C^{6}H^{7}N} + \underset{\text{Chlor. sol. de cyan.}}{C^{3}N^{3}Cl^{3}} = 2HCl + \underset{\text{Chlorocyanil.}}{C^{15}H^{13}N^{5}\,Cl.}$$

Cette anilide est l'analogue de la chlorocyanamide, obtenue par l'ammoniaque et le chlorure de cyanogène, car on a, d'après nos analyses :

$$2NH^{3} + C^{3}N^{3}Cl^{3} = 2HCl + \underset{\text{Chlorocyanamide.}}{C^{3}H^{4}N^{5}Cl.}$$

Par la chaleur, elle fond en un liquide transparent qui cristallise très-bien en aiguilles radiées; si l'on chauffe plus fort, il se dégage de l'acide hydrochlorique et il reste une matière jaunâtre, semblable à l'albumine desséchée. Comme la perte est de 11,8 pour 100 d'acide hydrochlorique, et correspond à la totalité du chlore contenue dans la matière, on peut supposer que le résidu jaunâtre renferme

$$C^{15}H^{11}N^{5},$$

qui représenterait le *mellon anilique*, plus de l'aniline (1).

Quand on traite la chlorocyanilide par la potasse bouillante, elle se dissout en formant une combinaison, d'où les acides précipitent des flocons blancs qui, d'après une analyse approxima-

(1) Quand on chauffe la chlorocyanamide, elle perd tout son chlore, mais la moitié s'en dégage à l'état d'hydrochlorate d'ammoniaque; dans la décomposition de la chlorocyanilide, on ne voit pas se dégager d'hydrochlorate d'aniline.

tive (1), paraissent être le correspondant de l'amméline, c'est-à-dire

$$C^{15}H^{13}N^{5}O.$$

Voici comment on peut faire ressortir cette analogie entre le nouveau corps et l'amméline :

$$\underset{\text{Chlorocyanamide}}{C^{3}H^{4}N^{5}Cl} + H^{2}O = HCl + \underset{\text{Amméline}}{C^{3}H^{5}N^{5}O}$$

$$\underset{\text{Chlorocyanilide}}{C^{15}H^{12}N^{5}Cl} + H^{2}O = HCl + C^{15}H^{13}N^{5}O.$$

Il serait intéressant de poursuivre ces réactions, pour voir jusqu'à quel point se soutient l'analogie entre les réactions des composés ammoniacaux et les combinaisons aniliques correspondantes.

A. LAURENT ET J. DELBOS. — Nouvelles anilides.

MM. Laurent et Delbos avaient commencé l'étude de l'action de l'aniline sur plusieurs chlorides et fluorides, quand M. Hofmann annonça un travail sur le même sujet ; ils se bornent donc aujourd'hui à publier leurs résultats concernant l'action du sulfure de carbone et celle du fluorure de silicium sur l'aniline.

Sulfocarbanilide. — On la prépare soit en mettant de l'aniline en contact avec du sulfure de carbone, soit en mélangeant ces mêmes substances en dissolution alcoolique. Dans le premier cas, il se dépose, au bout d'une semaine, de très-beaux cristaux ; dans l'autre, on remarque, au bout de quelques jours, des lamelles rhomboïdales. Pendant tout le temps de la réaction il se dégage de l'hydrogène sulfuré.

Ces cristaux renferment

$$C^{13}H^{12}N^{2}S,$$

et se sont donc formés de la manière suivante :

$$2C^{6}H^{7}N + CS^{2} = H^{2}S + C^{13}H^{12}N^{2}S.$$

Fluosilicanilide. — L'aniline, mise en contact avec le gaz fluosilicique, l'absorbe en donnant une masse blanche légèrement

(1) Faute de matière, on n'a pu soumettre à l'analyse que 0,244 qui ont donné 62,6 carbone et 4,6 hydrogène ; la formule adoptée exigerait 64,5 carbone et 4,6.



jaunâtre. On l'a lavée d'abord avec de l'éther, puis bouillie avec de l'alcool, jetée sur un filtre, exprimée fortement et desséchée à 100°. Ensuite, après l'avoir placée dans un tube, on l'a chauffée lentement; elle s'est entièrement sublimée, en formant une croûte blanche très-légère.

Celle-ci a donné à l'analyse : carbone 39,54 — 39,50; hydrogène 4,4 — 4,4. Une autre portion, mêlée avec de la litharge calcinée en poudre, a été humectée et légèrement chauffée; après le dégagement de la plus grande partie de l'aniline, on a versé sur la masse de l'acide nitrique, puis on a fait fondre dans un creuset de platine; 1gr.,000 de fluosilicanilide a donné par ce traitement un résidu de 1gr.,422. D'un autre côté 59,5 d'aniline ont absorbé 40,5 de fluorure de silicium; si l'on suppose que 5 éq. d'aniline C^6H^7N ont absorbé 3 éq. de F^4Si^2, on trouve que les 59,5 parties d'aniline auraient dû absorber 40,0 p. de fluorure. En supposant, de plus, que le produit, obtenu directement, a été décomposé par l'eau de l'alcool aqueux, de manière à donner une proportion d'hydrofluate d'aniline, en absorbent $3H^2O$, on aurait :

$$5C^6H^7N + 3Si^2F^4 + 3H^2O = \underset{\text{fluosilicanilide}}{C^{24}H^{33}N^4F^{11}Si^6O^3} + \underset{\text{Hydrofl. d'aniline.}}{[HF, C^6H^7N]}.$$

La formule $C^{24}H^{33}N^4F^{11}Si^6O^3$ exigerait : carbone 40,1 et hydrogène 4,5. Par l'oxyde de plomb l'augmentation devant être de $F^{11} + 3Si^2O^3 - \frac{11}{2}O$, on trouve, par le calcul, 0,422 qui se seraient ajoutés à 1gr.,000 de la matière employée.

Tous ces résultats s'accordent fort bien avec le calcul; cependant MM. Laurent et Delbos n'admettent qu'avec beaucoup de réserve la formule précédente, d'autant plus que le produit direct qui n'a pas encore été lavé à l'alcool se sublime exactement comme la substance analysée. Au surplus, les poids atomiques du fluor (116) et du silicium (92) présentent trop d'incertitude pour qu'il soit permis de se prononcer positivement à l'égard de la formule de la fluosilicanilide.

Ce corps se dissout très-peu dans l'alcool bouillant, et s'y précipite en petites lames douées de beaucoup d'éclat. L'eau le décompose en donnant un précipité gélatineux de silice.

Arrosé d'ammoniaque, chauffé et calciné, il ne laisse qu'un très-léger résidu de silice.

GERHARDT. — Faits pour servir à l'histoire des nitrates et des nitrites.

Les expériences suivantes étaient destinées d'abord à faire partie d'un travail plus étendu que j'avais entrepris sur les nitrates et les nitrites ; des circonstances particulières m'obligeant de suspendre ces recherches, je me suis décidé à publier les résultats qui présentent déjà une certaine netteté.

Nitrate de cuivre. — M. Graham a émis, il y a quelque temps, une théorie sur les sous-sels, fondée principalement sur la composition du sous-nitrate de cuivre.

Ce sel renferme, selon le célèbre chimiste anglais,

$$[H^2O,N^2O^5,3Cu^2O,]$$

le sel neutre étant

$$[Cu^2O,N^2O^5,3H^2O].$$

Dans le sous-sel, dit M. Graham, les trois équivalents d'oxyde de cuivre remplacent les trois équivalents d'*eau de constitution* (et non basique) contenus dans le nitrate neutre desséché.

D'après mes expériences, cette composition n'est pas du tout celle qui est admise par M. Graham.

Le sous-nitrate de cuivre s'obtient toujours de la même composition, soit qu'on le prépare en décomposant par la chaleur le nitrate cristallisé, soit qu'on le précipite de ce sel par l'ammoniaque, employé en excès ou en quantité insuffisante.

La formule de M. Graham suppose que le sel donne à l'analyse, sur 100 parties,

Oxyde de cuivre	65,5
Eau.	4,9

M. Graham s'était borné à doser l'oxyde de cuivre par une seule expérience.

Dans un grand nombre d'expériences très-concordantes où j'ai déterminé l'oxyde de cuivre et l'eau, j'ai trouvé

Oxyde de cuivre.	66,2
Eau.	11,9

Ces résultats démontrent que le sous-nitrate de cuivre ne présente pas la composition qui lui est assignée par M. Graham. Sa véritable formule est

$$[N^2O^5,4Cu^2O,3H^2O],$$

ou, dans ma notation,

$$N(H^8Cu^4)O^8,$$

le nitrate cristallisé étant

$$N(H^6Cu)O^6.$$

Cette formule exige : Oxyde de cuivre 66,3 et eau 11,4.

On voit, d'après cela, que la théorie de M. Graham ne se trouve pas confirmée par l'expérience.

Il est remarquable que le sous-nitrate de cuivre ne puisse pas perdre son eau sans se détruire tout à fait; sous ce rapport, d'ailleurs, il ressemble au sel neutre qui ne perd pas non plus toute l'eau, par la dessiccation dans le vide.

Il existe, comme on sait, deux nitrates de cuivre cristallisés : l'un, en cristaux d'un bleu pâle, correspond précisément par sa formule au sous nitrate; l'autre, en prismes bleu foncé, renferme moins d'eau, et constitue le sel ordinaire. M. Graham suppose dans ce dernier une quantité d'eau qui serait la moitié de celle contenue dans les cristaux clairs. Dans la notation dualistique on aurait, selon lui,

Pour les cristaux clairs. . . . . $N^2O^5,Cu^2O + 6$ aq.
Pour les cristaux foncés. . . . . $N^2O^5,Cu^2O + 3$ aq.

La première formule est exacte, mais la seconde ne l'est pas, d'après mes propres expériences, et il me paraît démontré que les prismes bleu foncé ne renferment pas la moitié de l'eau contenue dans le sel plus clair, mais qu'il y en a les *deux tiers*, c'est-à-dire $N^2O^5,Cu^2O + 4$aq.

Le nitrate de cuivre anhydre n'existe pas; les autres nitrates de la série magnésienne sont dans le même cas. Ne faut-il pas admettre, d'après cela, que l'eau de ces nitrates est inhérente à leur constitution, et en fait un type différent des autres nitrates? Ce type serait tribasique et correspondrait aux phosphates ordinaires, tandis que les nitrates anhydres et unibasiques (K,Na, Pb,Ag,Ba) seraient les analogues des métaphosphates. Une circonstance viendrait à l'appui de cette manière de voir : c'est que les nitrates neutres de la série magnésienne sont acides au papier de tournesol et représenteraient donc fort bien les sels acides d'un type tribasique : $N(H^2M)O^4$.

Je rappellerai aussi, à cette occasion, les observations que j'ai

faites en rendant compte des expériences de M. Brooks sur le nitrate mercuroso-mercurique.

Le sous-nitrate de cuivre, mis en digestion avec de l'ammoniaque, donne de l'hydrate de cuivre pur.

Nitrate de plomb. — On admet généralement l'existence d'un très-grand nombre de sous-nitrates de plomb.

D'après mes expériences, on n'obtient que deux sous-nitrates bien définis; tous les autres ne sont que des mélanges.

Le *sous-nitrate biplombique* [N^2O^5,$2Pb^2O$,H^2O] ou bien

$$N(HPb^2)O^4,$$

s'obtient en faisant bouillir de la litharge avec une solution de nitrate neutre, ou en ajoutant de l'ammoniaque à une solution de ce sel et faisant dissoudre le précipité dans l'eau bouillante. Il se dépose alors sous la forme de fines aiguilles incolores.

Entre 220° et 230°, ce sous-nitrate dégage de l'eau pure, non acide; redissous dans l'eau bouillante, il régénère les cristaux précédents.

Comme l'eau y est en combinaison si intime qu'elle persiste à 100° et ne s'échappe qu'à une température bien supérieure, il est clair que ce sous-nitrate peut être considéré comme un sel neutre du même type tribasique dont j'ai parlé tout à l'heure et qui correspond aux phosphates ordinaires. Le sel chauffé à 230° correspondrait au pyrophosphate de soude.

Le *sous-nitrate quadriplombique* est le correspondant du sous-nitrate de cuivre que j'ai décrit plus haut. Il renferme [N^2O^5,$4Pb^2O$,$3H^2O$] ou bien

$$N(H^2Pb^4)O^6.$$

On l'obtient cristallisé et toujours de la même composition par le procédé suivant. On précipite le nitrate de plomb neutre par un excès d'ammoniaque; on filtre et on lave longtemps de manière à dissoudre le sous-nitrate précédent; quand les lavages ont été suffisamment prolongés, le résidu est jaunâtre, grenu et se présente au microscope sous la forme de tables rectangulaires, tronquées sur les arêtes. On lave ce résidu avec un peu d'eau bouillante, fort légèrement aiguisée par de l'acide nitrique, afin d'enlever le peu de sous carbonate qui pourrait s'y trouver; d'ail-

leurs ce sous-carbonate est fort léger et reste en suspension dans le liquide, tandis que le sous-nitrate se dépose promptement.

Chauffé avec de l'ammoniaque, ce sous-nitrate se convertit en hydrate de plomb.

J'ai fait de nombreux dosages d'autres sous-nitrates de plomb, précipités par l'ammoniaque dans différentes conditions ; jamais je n'ai pu obtenir des résultats constants, et il m'est démontré aujourd'hui que ce n'étaient que des mélanges des sels précédents avec ou sans hydrate de plomb.

Hyponitrate de plomb. — Mes expériences confirment l'exactitude de la formule ($N^2H^2Pb^4O^7$) attribuée par M. Péligot aux paillettes jaune orangé qu'on obtient en chauffant légèrement du plomb métallique avec le nitrate.

SAINT-ÈVRE. — Recherches sur l'essence de sassafras.

L'huile essentielle qu'on extrait du *Laurus Sassafras* se présente sous la forme d'un liquide légèrement coloré en jaune, d'une odeur particulière, qui rappelle celle du fenouil; sa saveur est âcre; sa densité est de 1,09.

Soumise à la distillation, elle commence à dégager des vapeurs vers 115°; le point d'ébullition s'élève ensuite rapidement à 228°, où il reste stationnaire jusqu'à ce que la majeure partie du liquide ait disparu. Il reste dans la cornue un résidu légèrement coloré en jaune brun.

Cette huile, soumise à l'analyse, a donné des résultats assez concordants (72,07 — 72,32 carbone; 6,40 hydrogène); cependant elle ne constitue pas un corps pur. Soumise à l'action d'un grand froid, elle a déposé des cristaux qui renfermaient

$$C^{20}H^{10}O^4;$$

cette formule correspond à 2 volumes de vapeur (densité observée 5,8; id. calculée 5,669). Les cristaux s'altèrent promptement au contact de l'air.

Le brome attaque vivement l'essence en produisant des vapeurs de HBr, en même temps que le liquide se solidifie. Purifié par

(1) Thèse présentée à la Faculté des Sciences de Paris.

l'éther, le produit donne des cristaux blancs et aciculaires, contenant

$$C^{10}(H^{2}Br^{8})O^{2}$$

L'action du chlore est moins nette que celle du brome. En distillant l'essence sur l'acide phosphorique anhydre, le chlorure de zinc, le potassium, ou le mélange d'acide sulfurique et de bichromate de potasse; on obtient, dans le récipient, une huile identique avec celle d'où l'on était parti.

L'acide sulfurique anhydre ou concentré attaque violemment l'essence, souvent au point de l'enflammer. Il se produit une résine rouge, accompagnée d'un dépôt de charbon: quand on étend d'eau et qu'on sature par le carbonate de baryte, on obtient un sel résinoïde.

L'acide nitrique fumant enflamme l'essence; l'acide ordinaire produit une résine jaune; l'acide dilué donne assez promptement de l'acide oxalique.

Le perchlorure de phosphore attaque vivement l'essence; il se dégage des torrents de HCl, et quand on distille le produit au bain d'huile, on obtient, à 238°, un liquide oléagineux, tenant en dissolution du PCl^{5}, dont on le débarrasse par les lavages. On purifie le produit par une rectification sur du massicot, dans un courant d'acide carbonique. Il renferme

$$C^{10}(HCl^{9})O^{2};$$

On n'a pas pu réussir à en prendre la densité de vapeur sans qu'il s'altérât.

Quand on fait passer l'essence de sassafras dans un tube chauffé au rouge ou sur de la chaux potassée, il se produit de la naphtaline, ainsi que du phénol.

L'acide sulfureux détermine une réaction bien curieuse. Si on soumet l'huile à un courant prolongé de ce gaz, elle jaunit, puis s'échauffe, passe ensuite au vert pour se colorer définitivement en jaune orangé. On voit alors se déposer du soufre, et la liqueur, abandonnée au repos, se sépare en deux couches d'inégale densité; la supérieure se compose d'essence non décomposée; l'autre constitue une nouvelle huile, distillant à 235°, et dans laquelle M. Saint-Èvre a trouvé

$$C^{10}H^{10}O^{8}.$$

Cette formule semble correspondre à 2 vol. de vapeur ; la densité trouvée est de 6,41, tandis que le calcul exigerait 6,76. Cependant l'action du gaz sulfureux ne s'arrête pas à la formation du produit précédent; l'auteur a constaté qu'en continuant le courant de gaz sulfureux pendant plus longtemps, une nouvelle réaction s'établit, et l'on obtient un corps sulfuré. L'analyse a donné pour un semblable produit : $C^{20}H^{20}O^{2}S$ = 4 volumes de vapeur, si l'on voulait se baser sur une détermination qui a donné 5,39, le calcul exigeant 5,67.

Cette réaction du gaz sulfureux aurait besoin d'être étudiée davantage, car il y a dans les nombres qui expriment les densités de vapeur des anomalies qu'on ne saurait expliquer avec les formules adoptées par l'auteur.

RIECKHER. — Sur les sels des acides nitropicrique, nitrophénisique et chrysolépique.

L'auteur a cherché à démontrer (1) que les acides nitropicrique, nitrophénisique et chrysolépique, quoique possédant la même composition et des propriétés analogues, diffèrent néanmoins par leurs sels.

L'*acide chrysolépique* fut préparé d'après le procédé de M. Schunck, au moyen de l'aloès et de l'acide nitrique.

Le *sel de potasse* (2)

$$[C^{6}(H^{2}KX^{3})O]$$

s'obtient en grosses aiguilles à quatre faces très-réfléchissantes, qui deviennent d'un rouge plus vif par plusieurs cristallisations, en perdant de leur éclat. Il détone avec violence. Quand on le traite avec de l'acide sulfurique concentré, il dégage d'abord des vapeurs d'eau, puis des vapeurs irritantes.

Le *sel de baryte*

$$[C^{6}(H^{2}BaX^{3})O + 2\ 1/2 \text{ ou } 3\,aq.]$$

est assez soluble; il cristallise dans l'eau en lames irrégulières,

(1) *Archiv. der Pharm.*, 2e série, t. XLIV, p. 149. — *Revue scientifique*, t. XXVI, p. 236.

(2) X représente NO^{4}.

et dans l'alcool en paillettes groupées avec régularité ; il est jaune par transmission, et pourpre par réflexion. Par l'évaporation spontanée, il s'obtient en gros prismes aplatis, qui perdent leur eau vers 200°.

Le *sel de strontiane*

$$[C^6(H^2SrX^3)O + 3 \text{ aq.}]$$

s'obtient en paillettes brillantes, douées d'un reflet métallique, solubles dans l'eau et l'alcool faible; elles perdent leur eau à 130°, et commencent à se décomposer vers 230°.

Quand on ajoute de l'acide chrysolépique à du nitrate de plomb, on obtient par l'évaporation lente des cristaux aciculaires de *chrysolépate de plomb*, jaunes par transmission, et rougeâtres par réflexion. Ce sel fond à 130°, devient anhydre à 200° et brunit en s'altérant à 230°. Il renferme, suivant l'auteur,

$$C^6(H^2PbX^3)O + 2\ 1/2 \text{ aq. à } 15°,$$
$$C^6(H^2PbX^3)O + 1/2 \text{ aq. à } 130°.$$

Quand on le fait longtemps bouillir avec de l'eau, il donne un sel surbasique insoluble.

D'après M. Schunck, on obtiendrait des paillettes jaunes et brillantes, en mélangeant une solution bouillante d'un chrysolépate alcalin avec un excès d'acétate de plomb. M. Rieckher n'obtint, dans ces circonstances, que des aiguilles; mais en faisant bouillir un mélange de chrysolépate d'ammoniaque et d'acétate de plomb, et en y ajoutant du sous-acétate de plomb, jusqu'à ce que le précipité cesse de se dissoudre, on obtient des paillettes brillantes d'un sel dans lequel M. Rieckher indique les rapports: $[2C^6(H^2PbX^3)O + C^2(H^3Pb)O^2 + 1/4 Pb^2O]$, et qui pourrait bien n'être qu'une combinaison de deux sels neutres. Dissous dans l'eau, sous l'influence de l'acide acétique, ce sel se décompose et on obtient par l'évaporation des paillettes brunes, douées d'un éclat métallique, et renfermant :

$$[C^6(H^2PbX^3)O + C^2(H^3Pb)O^2 + 1\ 1/2 \text{ aq.}]$$

Ces cristaux qui renferment équivalents égaux d'acétate et de chrysolépate, se décomposent en partie dans l'eau bouillante,

en séparant un sel surbasique. L'ammoniaque produit, dans la partie dissoute et concentrée, un précipité jaune qui se fonce par l'échauffement et qui paraît être identique avec le précipité formé par l'ébullition.

Quand on traite à froid par l'ammoniaque, le chrysolépate neutre de plomb, ou qu'on précipite le chrysolépate d'ammoniaque par l'acétate de plomb trisurbasique, on obtient un chrysolépate surbasique renfermant

$$[C^6(H^2PbX^3)O,Pb^2O]$$

Enfin, le sel précédent, traité par l'ammoniaque à chaud, donne une poudre amorphe, jaune foncé, d'un autre sel surbasique :

$$[C^6(H^2PbX^3)O,2Pb^2O].$$

Tous ces sels de plomb détonent par la chaleur, et d'autant plus fort qu'ils sont plus basiques. Ils font également explosion quand on les chauffe avec de l'acide sulfurique.

Le *chrysolépate de soude*

$$[C^6(H^2NaX^3)O]$$

se présente en croûtes cristallines ou en petites aiguilles jaunes, striées, et beaucoup plus solubles dans l'eau que le sel de potasse.

Préparé par double décomposition, à l'aide d'un sel potassique ou ammoniacal et du nitrate d'argent, le *chrysolépate d'argent*

$$[C^6(H^2AgX^3)O]$$

cristallise, par le refroidissement, en petites aiguilles pourpres ; il se décompose par la chaleur en fusant et en projetant des étincelles.

Quand on mélange du chrysolépate de soude avec du sulfate de magnésie, et qu'on évapore le liquide, on obtient des aiguilles ou des paillettes rouges ; par une évaporation ultérieure, il se sépare un magma d'aiguilles jaunes qu'on ne peut pas laver à cause de leur solubilité dans l'eau.

Le chlorure et le nitrate de cuivre ne sont pas précipités par le chrysolépate de potasse. L'acide chrysolépique ne dissout

l'hydrate de cuivre qu'en petite quantité. Le chrysolépate de cuivre s'obtient, par l'évaporation et par une nouvelle cristallisation, sous la forme d'aiguilles rouge foncé.

Une dissolution d'acide chrysolépique dans un excès d'ammoniaque dépose, par l'évaporation spontanée, des octaèdres allongés à base rhombe, d'un bleu foncé par réflexion, et d'un jaune brun par transmission; leur solution est pourpre. Quand on évapore presque à siccité une solution d'acide chrysolépique saturée à l'ébullition, qu'on redissout dans l'eau et qu'on ajoute de l'acide acétique, la solution dépose une substance jaune et cristalline, aisément soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Elle forme avec la potasse une combinaison fort soluble dans l'eau, et donne avec le nitrate d'argent des cristaux de couleur foncée.

L'*acide nitrophénisique* fut préparé par M. Rieckher, au moyen de l'acide nitrique et du phénol pur. Les expériences de ce chimiste confirment les indications de M. Laurent relatives à cet acide et aux nitrophénisates de potasse, de baryte et d'argent.

M. Laurent a obtenu trois combinaisons plombiques, savoir :

a. $C^6(H^3PbX^3)O + \frac{1}{4} Pb^2O$
b. $C^6(H^3PbX^3)O + \frac{1}{2} Pb^2O$
c. $C^6(H^3PbX^3)O + 2Pb^2O$.

En ajoutant une solution brune d'acétate de plomb à une solution également bouillante de nitrophénisate d'ammoniaque, M. Rieckher obtint les deux sels *a* et *b*, l'un en petits cristaux lourds et jaune foncé, l'autre en paillettes allongées d'un jaune clair, mais il ne parvint pas à les séparer.

En aiguisant avec de l'acide acétique la solution de l'acétate de plomb, il obtint des paillettes jaune clair, formées par des prismes à base rectangulaire, et qu'il considère comme une combinaison d'acétate et de nitrophénisate

$$[C^6(H^3PbX^3)O + C^4(H^3Pb)O^2 + 1\ 1/2\ aq.]$$

tandis que M. Laurent leur avait assigné la composition d'un nitrophénisate surbasique.

Ce sel double se distingue du sel chrysolépique correspon-

dant par la forme cristalline et la couleur. Il s'obtient également en ajoutant de l'acétate de plomb à la dissolution du nitrophénisate de plomb neutre. Celui-ci se présente en aiguilles concentriques et se prépare par le nitrate de plomb, et le nitrophénisate d'ammoniaque.

Quand on précipite ce dernier par de l'acétate de plomb surbasique, on obtient un sel orangé, également surbasique, et que M. Rieckher représente par les rapports :

$$[C^6(H^2PbX^3)O + \frac{1}{2} Pb^2O]$$

Les sels de plomb de l'*acide nitropicrique* forment des précipités amorphes, à l'exception d'un sel surbasique, de la composition du sel précédent. Le sel

$$[C^6(H^2PbX^3)O + Pb^2O]$$

s'obtient soit en précipitant l'acétate surbasique par le nitropicrate d'ammoniaque, soit en faisant digérer à froid le nitropicrate de plomb neutre avec l'ammoniaque. On peut obtenir un sel

$$[C^6(H^2PbX^3)O + 2Pb^2O]$$

soit en précipitant par l'acétate de plomb le nitropicrate d'ammoniaque additionné d'ammoniaque, soit en faisant digérer à chaud le sel neutre sur de l'ammoniaque.

Je ne pense pas que les faits qu'on vient de lire soient assez tranchés pour qu'il faille réellement établir une distinction entre les chrysolépates, les nitrophénisates et les nitropicrates ; d'ailleurs, les méthodes employées par l'auteur pour faire les sels surbasiques amorphes, ne peuvent donner, dans la plupart des cas, que des mélanges, et même il n'est pas possible non plus d'avoir purs les sels de plomb cristallisés ; on sait du moins par M. Laurent qu'en les examinant au microscope on y aperçoit toujours des mélanges. A plus forte raison doit on avoir des doutes quand il s'agit de produits pulvérulents.

Chimie.

Analyse de plusieurs produits d'art d'une haute antiquité,

Par J. Girardin, de Rouen, correspondant de l'Institut.

L'examen chimique des matières premières et des produits de l'industrie et des beaux-arts chez les anciens, est intéressant au double point de vue de l'histoire de la science et de l'archéologie. Placé au centre d'une province où, plus que partout ailleurs, peut-être, l'étude des vieux monuments, les recherches de tous les débris d'une civilisation d'un autre âge, sont en honneur, j'ai besoin, à chaque instant, de recourir aux lumières de la chimie analytique, pour répondre convenablement aux questions qui me sont adressées par les antiquaires normands. Parmi les faits assez nombreux que ma position m'a permis de recueillir, je choisis les suivants pour les livrer à la publicité.

I. — *Sur une couleur bleue minérale, trouvée dans une villa gallo-romaine du département de la Seine-Inférieure, et déposée aujourd'hui au musée des antiquités de Rouen.*

Dans la forêt de Brotonne, à peu de distance de Routot (Eure,) on a découvert, il y a quelques années, les restes d'une villa gallo-romaine assez importante, à en juger par une superbe mosaïque et autres objets d'art que les fouilles, dirigées avec une grande habileté par M. Charlier, inspecteur des forêts à Caudebec, ont mis à jour.

En 1843, on a reconnu une salle de bains complète, une étuve, puis une vaste cave de forme carrée, de trois mètres de profondeur, parfaitement conservée et exactement semblable aux nôtres.

Au nombre des objets curieux recueillis dans cette cave, se trouvait un vase que la pioche d'un ouvrier a brisé, et qui renfermait plusieurs kilogrammes d'une susbtance d'un bleu clair, ayant sans doute été en poudre, mais que l'humidité avait réunie en masse.

En 1843, à mon retour des vacances, M. Bertran, commissaire de police à Rouen, qui venait de visiter les fouilles de la forêt de Brotonne, m'apporta un échantillon de cette couleur bleue, et m'engagea à en faire l'analyse.

Cette matière est d'un bleu pâle, en morceaux concrétionnés, mais très-friables. Son aspect et sa consistance terreuse prouvent que, primitivement, elle était en poudre fine. Elle n'a aucune saveur; elle ne cède rien à l'eau; mais elle fait une vive effervescence avec les acides.

100 parties de cette matière cèdent à l'acide chlorhydrique 15,5 de carbonate de chaux, avec des traces de fer.

Après ce traitement, la poudre insoluble a tout à fait l'apparence et la couleur de l'azur ou de l'outremer factice; elle est rude au toucher, et, en l'examinant à la loupe, on reconnaît facilement que c'est une matière vitreuse qui a été pulvérisée.

Cette poudre bleue résiste à la plus forte chaleur sans se décolorer ni fondre; elle ne fait que s'agglomérer. Les acides les plus énergiques n'ont aucune action sur elle; elle est à peine attaquée par l'eau régale; mais chauffée au rouge avec plusieurs fois son poids de potasse caustique, elle fond et donne, par le refroidissement, une masse d'un vert sombre qui se dissout en grande partie dans l'acide chlorhydrique concentré.

Une analyse qualitative m'a permis de reconnaître, dans cette substance, dépouillée à l'avance du carbonate de chaux avec lequel elle est mêlée, beaucoup de silice, de l'alumine, de la chaux avec des traces de magnésie et de fer, de la soude et de l'oxyde cuivrique, sans aucune trace d'oxyde de cobalt.

L'analyse quantitative m'a donné les nombres suivants :

Silice	49,4
Alumine	6,4
Chaux avec traces de magnésie et de fer	19,4
Soude	15,5
Oxyde cuivrique	9,3
	100,0

La matière colorante bleue, trouvée dans la villa gallo-romaine de la forêt de Brotonne, est donc un verre coloré par de l'oxyde de cuivre, tout à fait analogue au *cæruleum* de Vitruve ou à la *fritte d'Alexandrie* ou *de Pouzzole*, que les artistes romains em-

ployaient pour la peinture à fresque et la décoration des appartements.

Chaptal, le premier, a fait, en 1809, une analyse qualitative de cette couleur, sur un échantillon trouvé dans la boutique d'un marchand de couleurs de Pompéia, et qui lui avait été donné par l'impératrice. Il l'a comparée à la *cendre bleue* des modernes, et il avance que son emploi doit remonter à des siècles bien antérieurs à celui qui a vu disparaître Pompéia sous un déluge de cendres, puisque Descotils a reconnu la même couleur cuivreuse sur les peintures hiéroglyphiques d'un monument de l'ancienne Égypte (1).

Sir H. Davy parle de la même couleur minérale dans son curieux Mémoire *sur les couleurs dont se servaient les anciens dans la peinture*, publié en 1815 (2). Il dit que les parties bleues du monument de Caïus Cestius, de la Noce aldobrandine et des bains de Titus, à Rome, ont été faites avec cette matière. Dans une fouille pratiquée, en mai 1814, à Pompéia, devant ce célèbre chimiste, on retira un petit pot qui contenait une couleur bleu pâle; c'était un mélange de chaux et de *fritte d'Alexandrie*.

Davy a seulement donné l'analyse qualitative de cette couleur bleue, et il rapporte le passage de Vitruve qui fait mention de sa préparation. Voici ce passage reproduit, avec corrections, par M. Hœfer, dans son *Histoire de la Chimie* (3) :

« La préparation du bleu fut primitivement inventée à Alexandrie, et Nestorius en a depuis établi une fabrique à Pouzzole. L'invention en est admirable : on broie ensemble du sable avec de la fleur de natrum (carbonate de soude) aussi menu que de la farine; on la mêle avec de la limaille de cuivre, et on arrose le tout avec un peu d'eau, de manière à en faire une pâte. On fait ensuite avec cette pâte plusieurs boules que l'on fait sécher. Enfin, on les chauffe dans un pot de terre placé sur un fourneau,

(1) Chaptal, *Notices sur quelques couleurs trouvées à Pompéia; Annales de chimie*, Ire série, t. LXX, p. 22.

(2) *Annales de chimie*, Ire série, t. XCVI. p. 72.

(3) Hœfer, *Histoire de la chimie*, t. I, p. 162.

de manière que par la violence du feu, la masse entre en fusion et donne naissance à une couleur bleue (1).

C'est avec cette matière vitreuse que les artistes romains obtenaient toutes leurs nuances de bleu, en mélangeant le verre pulvérisé très-fin avec des proportions variables de craie, qui servait alors à étendre les couleurs, de même que chez nous on fait usage de céruse pour allonger les autres couleurs à l'huile.

Dans les fouilles pratiquées à Rome, en 1842, on a trouvé plusieurs boules d'un beau bleu céleste, ayant environ un demi-centimètre de diamètre; elles étaient dans une boutique attenant aux bains de Titus, et qui a paru être celle d'un peintre ou d'un marchand de couleurs. M. Delesse, ingénieur des mines, qui en a fait l'analyse, donne ainsi leur composition :

Silice.	16,5
Alumine.	10,7
Chaux.	28,8
Magnésie et alcalis.	10,0
Oxyde de cuivre.	10,0
Eau et acide carbonique et substances étrangères.	24,0
	100,0 (2)

C'est donc encore la *fritte d'Alexandrie*, avec d'autres proportions.

M. l'abbé Cochet m'a remis, en décembre 1843, plusieurs fragments de crépis d'un bleu pâle, qui ont été trouvés, en 1842, par M. Triboulet, dans le *Champ-aux-Tuiles*, à Saint-Jean-de-Folleville, canton de Lillebonne (Seine-Inférieure). L'analyse m'a démontré que la teinte de ces crépis est due à la *fritte d'Alexandrie*.

M. de Caumont m'a envoyé de Caen, en 1844, un petit morceau d'une fresque teinte en bleu pâle, trouvé à Vieux, dans le Calvados, et d'origine gallo-romaine. J'ai encore constaté là, comme principe colorant, la *fritte d'Alexandrie*.

Sur de nombreux crépis colorés, recueillis en 1844, dans la forêt de Brotonne, par M. Deville, directeur du musée d'anti-

(1) Vitruve, VII. 9.

(2) Journal *l'Institut* du 30 novembre 1843, Ire section, p. 416.

quités de Rouen, j'ai également reconnu la présence de la même matière colorante métallique.

L'existence de la même couleur bleue à Herculanum et à Pompéia, à Rome, dans la villa gallo-romaine de la forêt de Brotonne, dans les environs de l'ancienne *Juliobona* (Lillebonne), à Vieux dans le Calvados, démontre que la *fritte d'Alexandrie* était d'un emploi général pour la peinture et la décoration, à l'époque de la domination romaine.

La beauté et la solidité de cette couleur bleue, qui résiste à l'action des agents chimiques les plus énergiques, et à celle non moins destructive de l'air, de la lumière et de l'humidité, devraient engager nos peintres et nos décorateurs à reprendre l'usage de cette couleur, qui aurait encore l'avantage d'être moins coûteuse que le smalt ou azur de cobalt. On peut l'obtenir en calcinant fortement, pendant deux heures, à la forge, un mélange de soixante parties de sables siliceux, quarante-cinq parties de sel de soude, et neuf à dix parties de limaille de cuivre.

II. — *Sur des crépis coloriés, trouvés dans des villas gallo-romaines du département de la Seine-Inférieure.*

M. l'abbé Cochet a découvert, en 1843, dans la plaine de Bordeaux, près Étretat (Seine-Inférieure), une villa romaine, d'une grande importance, sur laquelle il a publié une intéressante notice au commencement de 1844 (1). Les murs de cette villa ont été originairement recouverts de crépis coloriés, car on a trouvé beaucoup de fragments dont la couleur était très-vive et très-bien conservée; la teinte en était uniformément rouge. M. Cochet, désirant connaître la nature de la matière colorante de ces crépis, m'en remit quelques morceaux, sur lesquels j'ai opéré. J'ai facilement constaté que ces crépis doivent leur couleur à l'*ocre rouge*.

Les artistes romains employaient beaucoup les ocres rouges pour la peinture à fresque et le coloriage des murs. Théo-

(1) Cochet, Fouilles d'Étretat en 1843, avec un plan géométrique de la villa romaine de Bordeaux, près d'Étretat. — *Revue de Rouen et de la Normandie*, numéro 1, janvier 1844, p. 25.

phraste, Vitruve et Pline, décrivent plusieurs terres rouges dont on faisait usage de leur temps. La *sinopide* ou *terre de Sinope*, ville de la Cappadoce, le *bol d'Arménie*, la *rubrica* ou *terre de Lemnos*, la *terre d'Égypte* et *d'Afrique*, l'ocre jaune, produisaient une couleur rouge au moyen de la calcination (1). Chaptal a trouvé des ocres rouges au nombre des couleurs découvertes à Pompéia, dans la boutique d'un marchand de couleurs (2). Sir H. Davy a aussi reconnu, par l'analyse, que les ombres des figures dans la peinture à fresque des bains de Titus, et les rouges de la Noce aldobrandine ont été obtenus avec des ocres rouges, et il a trouvé des fragments de ces terres ferrugineuses dans un grand vase de terre qui fut extrait, en 1813, d'une chambre découverte des bains de Titus (3).

Outre les ocres rouges et jaunes, les anciens connaissaient encore, comme nous, une troisième espèce de ces terres argilo-ferrugineuses, c'est-à-dire l'*ocre brun* ou *terre d'ombre*, qui doit sa teinte à un mélange d'hydrates de fer et de manganèse. Ce qui le prouve, c'est que sur des crépis trouvés par M. Deville dans la villa de la forêt de Brotonne, dont j'ai parlé précédemment, il y en avait un dont les peintures bistres m'ont offert les deux oxydes métalliques qui constituent essentiellement la *terre d'ombre*. Cette espèce d'ocre existe en Italie, notamment à Nocera, en Ombrie, d'où lui vient son nom vulgaire; elle est aussi très-abondante dans l'île de Chypre. Il n'est donc pas étonnant que les anciens, qui cherchaient partout des matières minérales propres à la peinture, aient utilisé de bonne heure les tons chauds et prononcés de l'argile manganésifère. Pline parle d'un ocre venant d'Afrique et qu'il nomme *cicerculus*, à cause de sa couleur analogue à celle du poix chiche (4). L'oxyde noir de manganèse était déjà, dès cette époque, employé à la coloration du verre, puisque Davy en a constaté la présence dans deux échantillons de verre romain teint en pourpre (5).

---

(1) Pline, *Hist. nat*, lib. XXXV, 13 à 16.
(2) Chaptal, *loc. cit.* p. 23.
(3) Davy, *loc. cit.* p. 77.
(4) Pline, *Hist. nat.* lib. XXXV, 13.
(5) Davy, *loc. cit.* p. 201.

III. — *Sur un vase en cristal, trouvé dans un tombeau gallo-romain des environs de Rouen.*

Dans le courant de mars 1843, les terrassiers du chemin de fer de Paris à Rouen, occupés à élargir la tranchée du chemin, entre Sotteville et Quatremares, près de Rouen, mirent à nu deux cercueils antiques, en pierre calcaire, parfaitement conservés. Ces cercueils, d'origine gallo-romaine, renfermaient des médailles en bronze, à l'effigie de Constantin le Grand, des anneaux en cuivre, de petits clous en fer, des squelettes, des vases en verre et un vase en terre cuite. Les vases en verre présentent la conformité la plus complète avec ceux qu'on rencontre journellement dans les sépultures romaines. Ils étaient vides, sauf un d'entre eux qui présentait sur le côté où il était couché, un dépôt noirâtre qui, examiné au microscope, m'offrit le détritus de petits insectes coléoptères. Ces insectes s'y seront sans doute introduits pour dévorer la matière qu'il contenait, et qui pouvait être du lait ou du miel. Ils y auront péri, ne pouvant en sortir.

Un des vases, beaucoup plus petit que tous les autres, est d'une pâte infiniment plus blanche et plus fine. On dirait un cristal de roche dont le temps aurait terni l'éclat et qu'il aurait revêtu d'une pellicule argentée. Ce vase fut trouvé fendu en plusieurs morceaux ; il a très-peu de consistance et de ténacité ; il a des parois fort épaisses. Cette circonstance ne paraissant pas suffisante pour expliquer son poids extraordinaire, eu égard à la petitesse de ses proportions (il a 16 centimètres de haut sur 3 1/2 de large seulement), M. Deville, qui recueillit avec soin les précieux débris des tombeaux gallo-romains, présuma qu'il pouvait entrer du plomb ou tout autre métal dans sa composition (1). Il m'en remit un fragment, avec prière de l'analyser. L'examen que j'en fis, et dont il est superflu de donner ici les détails, me prouva que ce verre contient du plomb en pro-

---

(1) Voir sa notice intitulée : *Découverte de sépultures antiques à Quatremares.* — *Revue de Rouen et de la Normandie*, cahier d'avril 1843.



portions notables avec une trace de cuivre (1). C'est donc un véritable *cristal*, préparé avec un minium renfermant, comme celui qu'on emploie dans nos ateliers, une faible quantité de cuivre.

Les anciens connaissaient parfaitement la litharge et le minium qu'ils employaient, la première pour les emplâtres, le second pour matière colorante; mais jusqu'ici on en était réduit aux conjectures sur la question de savoir si le verre à base d'oxyde de plomb ou le *cristal* leur était connu. Quelques passages de Pline permettent de le supposer, mais ils ne sont pas assez explicites pour qu'on puisse se prononcer d'une manière certaine à cet égard (2).

Maintenant, il ne peut rester douteux, d'après mon analyse du vase de Quatremares, que les anciens n'aient connu la fabrication du cristal. C'est donc une industrie chimique de plus à ajouter au catalogue de celles qu'ils savaient déjà exploiter avec succès.

IV. — *Sur un vase étrusque en verre coloré en bleu.*

M. Deville m'a remis, au commencement de 1845, de petits fragments de verre coloré en bleu dans sa pâte, afin de déterminer la nature de la matière colorante de ce verre. Ces fragments dépendent d'un vase apporté d'Italie, et trouvé dans la partie des États romains répondant à l'ancienne Étrurie. M. Deville pense qu'il doit provenir d'un tombeau étrusque.

Ce petit vase, sous le rapport de la matière et de sa fabrication, un des plus remarquables qui existent dans les musées et dans les cabinets de L'Europe, est une simple coupe, sans anses ni pied, peu profonde et affectant la forme de nos soucoupes modernes. Sa pâte se compose de lames de verre enrubannées, se repliant sur elles-mêmes, de couleurs bleue et rouge brun, et fondues

(1) C'est par erreur que M. Deville a associé le nom de M. Preisser au mien pour cette analyse. Bien que travaillant sous moi dans mon laboratoire à cette époque, M. Preisser est resté étranger à l'examen du cristal de Quatremares. *Suum cuique.*

(2) Pline, *Hist. nat.* lib. XXXVI, c. LXVII, p. 244, vol. XX de l'édition de Pankoucke. — *Ibid*, lib. XXXVII. cap. I, p. 314.



avec une netteté et en même temps une douceur et une délicatesse admirables, le tout semé de taches jaunes et blanches. Un filet bleu et blanc forme la bordure de la coupe.

Les modernes qui, depuis quelques années, ont fait de si grands progrès dans l'art du verre coloré, n'ont encore rien produit qui approche de la beauté de ce verre.

La coupe a $0^m,13$ de diamètre, sur $0^m,035$ seulement de hauteur. Elle fait partie de la collection de notre musée d'antiquités, excessivement riche en verreries antiques.

L'analyse chimique des fragments de ce vase curieux m'a démontré que sa belle couleur bleue est due à l'oxyde de cobalt.

Ce fait est très-intéressant et confirme ce que sir H. Davy avait déjà observé en 1815. Voici ce que dit ce célèbre chimiste, dans son mémoire *sur les couleurs des anciens* (1) :

« Les vases d'un verre bleu transparent, qu'on trouve dans les tombes de la grande Grèce, sont teints avec le cobalt; en analysant différents anciens verres bleus transparents, que M. Millingen a eu la bonté de me donner, j'ai trouvé qu'ils contenaient tous du cobalt. »

Il ajoute que tous les verres bleus transparents, grecs et romains, qu'il a examinés, contenaient du cobalt, tandis que tous les verres bleus opaques devaient leur couleur à du cuivre.

Les anciens connaissaient donc le cobalt. Vitruve nous apprend qu'il y avait une manière d'imiter le *bleu indien* ou l'*indigo*, en mêlant la poudre du verre appelé par les Grecs υαλος, avec de la craie *selinusiène* ou *annulaire*, qui n'était autre chose que de l'argile blanche ou de la craie mêlée avec un verre coloré. Pline fait aussi mention de la même méthode. Ce verre coloré, ou υαλος, devait être, d'après cela, analogue à notre smalt et coloré, comme ce dernier, par de l'oxyde de cobalt.

Théophraste, en traitant de la fabrication du verre, parle, comme d'un ouï-dire, du cuivre dont on se servait pour donner une belle couleur à ce verre, et il est extrêmement probable que les Grecs prenaient le cobalt pour une espèce de cuivre. Ce qu'il y a de certain, c'est que cette confusion a duré jusqu'en 1742. Dès le XVIe siècle, on employait le minerai de cobalt, sous le

(1) Davy, *loc. cit.* p. 72.

nom de minerai de cuivre, pour fabriquer l'émail bleu. Paracelse désigna, le premier, sous le nom de *colbalt*, un métal de la couleur du fer, sans éclat et difficile à travailler (1); mais ce n'est qu'en 1742 que George Brandt, conseiller au département des mines de Suède, démontra que les propriétés du minerai qui donne le smalt sont dues à un métal, ou, comme on disait alors, à un demi-métal particulier, distinct du cuivre et de tous les autres régules métalliques. Plus heureux ou plus habile que ses prédécesseurs, il parvint à l'isoler (2). Lehmann, en 1761, et Bergmann, en 1780, ayant confirmé la découverte de Brandt, le cobalt a définitivement pris sa place, dès ce moment, dans le catalogue des métaux.

V. — *Sur un verre bleu transparent d'origine gallo-romaine.*

M. de Caumont m'a envoyé, en 1844, deux morceaux d'un verre transparent, d'une belle couleur bleue d'azur, trouvés à Jort, près de Falaise, localité assez curieuse pour les antiquités gallo-romaines qu'on y a rencontrées. On sait que le verre bleu n'est pas rare dans le midi de la France et en Italie; beaucoup d'urnes cinéraires ont été faites en verre semblable (3); mais on en a trouvé fort rarement dans nos localités.

Le verre que j'ai examiné offre une grande épaisseur et ses surfaces sont irisées, mais il n'a souffert dans sa pâte aucune altération. Au premier abord, je croyais avoir affaire à un verre teint par le cobalt, mais j'ai été très-surpris de n'y rencontrer que de l'oxyde de cuivre pour principe colorant métallique. C'est encore la célèbre *fritte d'Alexandrie* qui a été employée pour la fabrication de ce verre azuré. Sir H. Davy a donc eu tort de dire que tous les verres bleus transparents anciens doivent leur couleur à du cobalt. Mon analyse prouve que la *fritte d'Alexandrie* ou l'oxyde de cuivre servait aussi à teindre les verres transparents, et il est probable même qu'elle servait plus souvent que le minerai de cobalt, parce qu'elle était mieux

(1) Œuvres de Paracelse, éd. Huser. t. VIII, p. 359.

(2) *Act. Societ. reg. scient.* Upsal, ann. 1742.

(3) De Caumont. *Cours d'antiquités*, t. II, art. *Urnes cinéraires.*

connue, qu'on la préparait en grande quantité, sans doute à très-bas prix, et qu'on l'utilisait partout dans la peinture. L'examen chimique des urnes cinéraires du Midi serait donc intéressant à faire; je suis persuadé qu'on y trouvera du cuivre, et non du cobalt.

VI. — *Sur une soudure antique.*

M. Deville m'a remis, dans le courant de 1845, sous le nom de *soudure antique*, une poudre grise extraite d'un vase de métal, et m'a prié d'en faire l'analyse.

Cette poudre ne renferme que du plomb, avec des parcelles de sable, sans aucune trace d'étain. Le sable est évidemment accidentel. Une partie du plomb est à l'état de carbonate, par suite de l'action de l'air.

Cette poudre métallique diffère donc de notre soudure actuelle, qui est un alliage de 1 partie d'étain et de 2 parties de plomb. Mais on sait que depuis plusieurs années, grâce à M. Desbassyns de Richemont, on soude parfaitement le plomb avec le plomb lui-même, ce qui s'appelle la *soudure autogène*. Peut-être bien, à une époque plus reculée, employait-on déjà ce moyen qui n'offre pas de grandes difficultés d'exécution? Il serait très-intéressant de vérifier ce fait par l'examen de toutes les soudures antiques qu'on pourra se procurer.

Voici la note que M. Deville m'a remise depuis, à l'occasion de mon analyse :

« La soudure que vous avez analysée provient d'une urne cinéraire antique en plomb, qui a été découverte à Roncherolles, près de Bolbec, dans la propriété de M. J. Fauquet, en 1843. Cette urne renfermait des os calcinés par le feu, et une petite fiole en verre verdâtre, du genre des vases dits *lacrymatoires*. Elle est de forme cylindrique, haute de $0^m.24$ sur $0^m.22$ de diamètre La feuille de plomb, qui forme le tambour de l'urne, était rapprochée, et, au point de jonction, retenue par du métal formant une espèce de bourrelet. C'est la soudure dont vous avez analysé un morceau. Le fond de l'urne est soudé avec la même matière; le couvercle est simplement superposé.

» Cette urne est ornée extérieurement de cercles et de filets perlés en relief, disposés symétriquement. En l'absence de

toute inscription et de médailles, il n'est pás possible de fixer d'une manière positive l'époque de ce petit monument et de la sépulture à laquelle il se rapporte. Néanmoins, d'après le style des ornements, l'incinération du corps et la comparaison que j'ai pu faire avec quelques autres urnes et cercueils, également en plomb, trouvés dans le département de la Seine-Inférieure, je suis porté à croire que l'urne cinéraire de Roncherolles appartient à la première moitié du III[e] siècle.

» M. J. Fauquet a fait don de cette belle urne au Musée départemental des antiquités. »

VII. — *Hachettes gallo-romaines en bronze.*

On a découvert, au commencement de 1845, dans la forêt de Roumare, un dépôt de petites hachettes gallo-romaines en bronze; la plupart étaient brisées en deux. M. Deville m'en envoya deux échantillons, avec prière d'en faire l'analyse. La couleur pâle du métal lui fit penser qu'il devait renfermer une forte proportion d'étain. J'en fis l'examen avec d'autant plus d'empressement, que nous possédons encore fort peu d'analyses des alliages de cuivre avec lesquels les anciens fabriquaient leurs armes et leurs outils.

D'après mes expériences, le bronze des hachettes gallo-romaines est ainsi composé :

Cuivre	77,77
Étain	19,61
Zinc	1,44
Plomb	1,18
	100,00

Il est évident que la présence du zinc et du plomb dans cet alliage est accidentelle, et tient à l'impureté du cuivre et de l'étain employés par le fondeur gallo-romain.

Le 12 février 1846, M. Deville m'a envoyé un fragment de hachette gauloise trouvée aux environs d'Elbeuf. Le métal est rougeâtre; il se lime assez facilement; il est très-cassant; il ne contient que :

Étain	25,1
Cuivre	74,9
	100,0

Ces deux exemples prouvent que les ouvriers anciens fabriquaient leurs armes avec des alliages fort différents, et que, comme nos fondeurs actuels, ils n'opéraient pas d'après les mêmes recettes.

En tout cas, les deux bronzes précédents sont beaucoup plus riches en étain que le bronze actuel des statues, canons et médailles, qui n'en renferme que 8 à 12 pour 100; il se rapproche davantage de l'alliage qui sert à fabriquer les instruments sonores (cloches, cymbales, tamtams), et qui contient de 20 à 22 pour 100 d'étain.

Pearson a examiné un *lituus* romain, différentes hallebardes et des haches ou instruments à couper, des anciens Celtes; il n'y a trouvé que du cuivre et de l'étain; ce dernier dans les proportions de 10 à 14 pour 100 (1).

Vauquelin a trouvé, dans un poignard antique rapporté d'Égypte par M. Passalacqua :

Cuivre.	85
Étain.	14
Fer.	1
	100 (2)

VIII. — *Sur un sédiment trouvé dans un vase égyptien.*

Le 23 mai 1845, M. Deville m'adressait la lettre suivante :

« Je vous envoie un sédiment que j'ai recueilli dans un petit vase égyptien, en verre, d'une haute antiquité. Ce petit vase me paraît de la nature de ceux qui recevaient des parfums et des baumes. La poussière que je vous remets peut-elle être analysée et quelle est-elle? Je m'en rapporte, à cet égard, à votre savoir et à votre complaisance. »

Voici ma réponse :

« Le sédiment noirâtre et pulvérulent que vous m'avez envoyé dernièrement ne contient aucune trace de matières organiques, résineuses ou autres.

---

(1) *Annales de Chimie* Ire série, t. XXIII, p. 150.

(2) *Traité des essais par la voie sèche* de M. Berthier, t. II, p. 425.

» Il est presque entièrement composé de sulfure de plomb, avec une trace de fer et de carbonate de chaux.

» Quelle peut être l'origine de ce sulfure de plomb? Est-ce du sulfure en poudre qui a été mis dans ce vase, ou est-ce le résultat de l'altération d'un fragment de plomb par le contact d'hydrogène sulfuré produit par la putréfaction de matières animales détruites? C'est ce qu'il m'est impossible de dire.

» Les Égyptiens se servaient-ils de sulfure de plomb naturel en poudre comme d'une matière de toilette, de même que les Hébreux et autres peuples de l'antiquité employaient le sulfure d'antimoine comme fard pour noircir les sourcils? J'avoue que je n'ai rien trouvé dans les annales historiques de la science qui ait trait à cet emploi. Je sais seulement que le sulfure de plomb est connu depuis une très-haute antiquité, et que sa préparation se trouve décrite dans Dioscoride.

» Pour éclairer cette question de la présence du sulfure de plomb dans le vase égyptien, présence bien singulière, il faudrait savoir d'où le vase provient, où il était placé, s'il était entouré de matières animales en putréfaction, ou s'il pouvait recevoir des émanations putrides. »

M. Deville eut l'obligeance de me transmettre, le 20 juillet, les documents suivants sur le vase égyptien en question. Je transcris les passages de sa lettre qui y ont rapport :

« Le résidu en *sulfure de plomb* que vous avez constaté dans le petit vase égyptien y a été mis certainement à dessein, et doit se rattacher à quelque cosmétique. Il est évident que ce vase ou fiole a servi à la toilette. C'est donc un fait nouveau fort curieux acquis à la science. »

Le petit vase qui contenait cette substance présente une pâte vitreuse de plusieurs couleurs (le bleu et le jaune dominent); il n'a que $0^{m}.09$ de hauteur : c'est un véritable flacon de dame.

IX. — *Sur un vase en cuivre étamé d'origine gallo-romaine.*

Dans le courant de septembre de l'année dernière, M. l'abbé Cochet a découvert un cimetière romain, à Neuville, dans le faubourg du Pollet, à Dieppe. Les fouilles qu'il a fait exécuter ont été très fructueuses, puisque sur un espace de 25 mètres de long sur 6 de large, il a pu recueillir plus de deux cent

vingt vases funéraires en terre et en verre, avec différents objets métalliques (1).

Parmi ces derniers se trouvait une petite coupe en métal blanc, vert-de-grisé par place, sans pied ni anses, et qu'on a rencontrée dans la sépulture la plus distinguée par la forme de ses vases. M. Cochet la croyait en bronze. Il me la remit pour que j'en fisse l'examen.

Voici ce que je lui écrivais, à la date du 6 décembre 1845 :

« Quant à la petite coupe métallique que vous m'avez envoyée, cette coupe a ceci de remarquable, que c'est un vase en cuivre rouge, qui a *été étamé*. Pendant quelque temps j'ai cru que c'était du bronze en totalité ; mais, en limant avec précaution les bords supérieur et inférieur de cette coupe, j'ai mis à nu le métal intérieur, qui est d'un rouge vif, et qui consiste en cuivre pur. L'étamage, qui lui a donné une teinte blanche qui s'est si bien conservée, a été fait avec de l'étain de plomb, dans les proportions suivantes :

Étain.	68,88
Plomb.	31,12
	100,00

» Il n'y a ni zinc ni argent.

» A propos de l'étamage, au point de vue historique, voici ce que j'en ai dit dans mes *Leçons de chimie élémentaire* (2) :

» L'étamage du cuivre est une opération fort ancienne, et c'est aux Gaulois que revient, d'après Pline, l'honneur de cette belle découverte, si utile à la santé de l'homme. Mais le naturaliste romain ne nous dit pas si les Gaulois employèrent l'étain comme une précaution contre le vert-de-gris, ou seulement comme un objet de luxe pour divers ornements de leurs meubles. Cependant, ce qui me ferait croire qu'ils commencèrent d'abord par étamer leur batterie de cuisine, c'est que, par la suite, ils substituèrent l'argent à l'étain pour étamer les mors de leurs chevaux, le harnais de leurs attelages, et même jusqu'à leurs

(1) Voir le rapport sur ces fouilles, adressé à M. le préfet de la Seine-Inférieure par M. l'abbé Cochet. (*Revue de Rouen et de la Normandie*, cahier d'octobre 1845, p. 201.)

(2) Troisième édition de 1846, 1re partie, *chimie minérale* p. 439.

voitures. Les habitants de Bourges excellaient surtout dans ce genre d'industrie, imaginé à Alise, aujourd'hui Sainte-Reine.

» La composition de l'étamage de votre coupe prouve que les Gaulois ou les Gallo-romains faisaient usage, non d'étain pur, mais d'un alliage d'étain et de plomb (1). »

Sur l'ignition des fils d'archal dans l'alcool en vapeur; par Reinsch.

On était jusqu'à présent de l'opinion que la propriété de l'ignition d'un fil spiral de platine que l'on attache à une mèche d'une lampe remplie d'alcool n'appartenait qu'au platine et au palladium. Il y a peu de temps que j'ai trouvé que d'autres métaux aussi partagent cette propriété, qu'elle n'appartient donc pas uniquement au platine, mais qu'elle appartient à tous les métaux, qui ne se fondent pas après avoir été rougis, soit que cette température les fasse oxyder ou non. Si l'on dévide un fil en fer mince (une corde de piano) en spirale autour d'un crayon, et si l'on attache cette spirale sur la mèche d'une lampe remplie d'alcool *absolu* en allumant cette mèche après et la laissant brûler jusqu'à ce que la spirale soit suffisamment rougie, et si l'on éteint la flamme, la spirale reste rougie pendant quelques secondes, mais cesse de l'être alors. Si l'on allume de la sorte trois à quatre fois la lampe, le fil de fer reste rougi tout à fait comme le fil de platine, et l'odeur particulière d'aldehyde et d'acide acétique se développe en même temps. Si l'expérience ne réussit pas, il faut couvrir d'un tube de verre la flamme de l'alcool et ne l'éteindre qu'après avoir pris cette précaution; dans ce cas le fil en fer reste toujours rougi comme un fil de platine. Je ne pus réussir d'abord à faire rougir à ce point du fil

(1) M Lenormand, conservateur du cabinet des médailles et membre de l'Institut, consulté sur cette découverte, a répondu que beaucoup de vases de la Bibliothèque royale pourraient être aussi étamés; qu'on ne les a point examinés chimiquement; que l'analyse de M. Girardin est fort interessante; qu'elle doit engager à examiner si beaucoup de vases, regardés comme argentés, ne sont point étamés, comme celui dont M. Girardin a fait l'analyse. (*Note de M. de Caumont.*)



de laiton, de cuivre et d'argentine, quoique mes derniers essais aient prouvé qu'on peut y parvenir; à cet effet il faut se servir de fils d'archal de peu d'épaisseur et rapprocher autant que possible les spires, sans que cependant elles se touchent; encore il ne faut laisser brûler la flamme de l'alcool qu'aussi longtemps qu'il est nécessaire pour que le fil d'archal soit rougi, et après cela on doit l'éteindre subitement pour que la spirale ne se fonde pas, et que les spires séparées ne se touchent pas. Des fils en cuivre et en laiton continuent d'être rougis aussi vivement que le fil de platine, quoique peu à peu ils soient dissous par l'acide acétique et volatilisés après. Le fil d'argentine possède la propriété de rester rougi à un degré un peu moindre. Les fils des métaux indiqués, absorbant trop vite la chaleur, ne restent rougis qu'incomplétement, mais le fil de fer plus épais reste rougi étant moins bon conducteur de la chaleur. Le fil d'argent ne possède la propriété de l'ignition qu'incomplétement, parce qu'étant rougi il se ramollit d'une telle manière que les spires se touchent bientôt. Le même résultat a lieu avec le fil d'or. J'ai également réussi à produire l'ignition avec du charbon dans l'alcool en vapeur : à cet effet on laisse une mouchure de charbon à la mèche; on ôte l'alcool de la lampe en en laissant seulement une quantité suffisante pour que la mèche ne reste qu'humide, on allume la mèche et on éteint la flamme avec précaution. Ces expériences nous expliquent aussi un fait qui jusqu'à présent était une énigme : l'ignition du platine et l'inflammation du gaz hydrogène à l'aide du platine spongieux. Ainsi dans la première expérience les vapeurs d'alcool étant consumées incomplétement par le feu du fil d'archal encore chaud, il se produit exactement la chaleur nécessaire pour que le fil d'archal reste rougi. Si les spires d'un fil d'archal spiral sont rapprochées sans se toucher, la vapeur d'alcool s'oxyde et peut agir sur une grande surface, la chaleur en est augmentée de telle manière que les spires restent rougies; éloigne-t-on les spires davantage les unes des autres, l'ignition cesse, la chaleur produite par la combustion incomplète n'étant plus assez efficace pour servir à l'échauffement des spires qui se touchaient presque auparavant. Pour ce qui concerne le platine spongieux,

les globules sont entourés d'une atmosphère d'hydrogène, en même temps une oxydation a lieu, et par conséquent une chaleur se développe, effectuée par la grande surface du platine spongieux, et un contact réitéré des gaz augmente la chaleur tellement que le gaz en est enflammé. Le platine ne posséderait pas cette qualité spécifique s'il n'était pas tellement réfractaire qu'il ne se fond pas à la chaleur du gaz hydrogène enflammé.

Enfin j'ai trouvé de même que cette propriété appartient aux métaux qui sont sujets à se fondre facilement et qui ne se prêtent pas à être transformés en fils. J'ai fait l'expérience suivante : un fil d'asbeste fut humecté d'une dissolution de ces métaux, et après avoir fait rougir ce fil qui était devenu cassant par l'ignition, je le mouillai d'un peu d'alcool ; après quoi il fut roulé avec précaution autour de la mèche. Le fil d'asbeste métallisé fut rougi pendant quelque temps dans la flamme d'alcool, sur laquelle on tenait un tube en verre. Un fil qui avait été préparé de la sorte avec une solution de chloride de platine resta vivement rougi. Le fer se prête le mieux à cet expérience. En effet, un fil d'asbeste mouillé d'une solution de vitriol martial puis plongé dans de l'ammoniaque liquide, lavé dans l'eau et séché promptement reste rougi comme un fil de fer. Un fil d'asbeste humecté avec une solution d'or et chauffé au rouge reste rougi dans l'alcool en vapeur comme un fil de platine. Le même phénomène se réalise lorsqu'on humecte un fil d'asbeste d'une solution d'argent. Il est dit plus haut que les fils d'or et d'argent ne possèdent la propriété de l'ignition qu'incomplétement : cela fait voir qu'ils sont sujets à se ramollir facilement. Un fil préparé avec un chlorure d'étain et de l'oxalate d'ammoniaque ne reste rougi, même sous le tube en verre, que pendant quelques secondes, l'étain se transformant trop subitement en oxyde. Il en est presque de même avec le plomb, mais il reste rougi un peu plus longtemps que l'étain. Le cobalt et le nickel possèdent la propriété de l'ignition comme le fer. Le manganèse et le chrôme ne restent rougis que pendant bien peu de temps. L'arsenic se volatilise subitement, cependant le fil reste rougi pendant quelques secondes ; il en est de même du vif-argent. Le bismuth possède cette propriété de l'ignition un peu moins que le fer. Le cadmium ressemble à

l'étain. Le zinc est le seul métal qui ne se prête en aucune manière à l'ignition.

Voici les premiers résultats que j'ai obtenus. Je crois que l'asbeste platinisé pourrait, sous le point de vue technologique, occuper une place importante pour la condensation de plusieurs gaz comme aussi pour la préparation du vinaigre, et que ma découverte sera de quelque intérêt pour la science et pour l'industrie.

Mémoire sur la saponine, et sur une matière colorante propre à déceler des quantités extrêmement petites d'alcalis et d'acides.

Par P.-P. Malapert.

Après avoir démontré, avec M. le docteur Bonnet, que la saponaire officinale et la nielle des blés (*agrostemma githago*, *lychnis githago*) sont vénéneuses, et qu'elles doivent leur propriété toxique à la saponine qu'elles contiennent en quantité assez considérable, j'ai pensé que beaucoup d'autres plantes de la même famille devaient contenir ce principe. En conséquence, je l'ai cherché dans les différentes parties de plusieurs espèces de caryophyllées, ainsi que dans le mouron rouge et le mouron bleu, qui, au premier aspect, paraissent avoir quelque ressemblance avec les plantes de la famille dont il s'agit, bien qu'elles aient les caractères des primulacées dont elles font partie. J'ai toujours été guidé dans mes recherches par l'impression particulière que produit la saponine sur les lèvres.

Je me suis assuré que les différentes parties des plantes que j'ai examinées ne jouissent pas toujours des mêmes propriétés. En effet, les semences de la nielle contiennent de la saponine, et ce toxique ne se trouve pas dans toutes les parties de la graine; il n'est contenu que dans les cotylédons avec une huile jaune, douce, facilement saponifiable, et *une matière qui jaunit sous l'influence des alcalis*. Les racines de la même plante en contiennent beaucoup; depuis la première époque de l'accroissement jusqu'au moment où les fruits sont mûrs, que les phénomènes de la végétation ont complétement cessé; les tiges, les feuilles, les calices n'en contiennent pas, ou n'en contiennent que des quantités que

je n'ai pas pu apprécier; mais on en trouve dans les ovaires, même avant l'épanouissement des fleurs. Il s'en produit dans ces parties en proportion de leur accroissement jusqu'à la maturité des semences; ce qui explique, il me semble, ce fait bien connu de quelques habitants de la campagne, que les vaches ne sont pas incommodées quand elles ont mangé cette plante jeune avant la floraison (quoiqu'elles ne la recherchent pas; car, pour qu'elles la mangent, il faut qu'elle soit mélangée avec d'autres herbes de leur goût); tandis que la sécrétion du lait diminue ou cesse tout à fait chez ces animaux, quand ils ont mangé pendant quelques jours cette même plante en fleurs ou en fruits.

Le silène penché (*silene nutans*) contient au moins autant de saponine que la saponaire officinale; mais, contrairement à la nielle des blés, j'en ai rencontré dans toutes ses parties, excepté dans les semences, où, du moins, je n'ai pas pu en constater la présence.

J'ai trouvé le même principe dans l'œillet cultivé, l'œillet sauvage, l'œillet des Chartreux, l'œillet prolifère; mais il n'existe pas également dans toutes les parties de ces plantes. Il est abondant dans les racines, en petite quantité dans les feuilles et les tiges. Je ne l'ai trouvé ni dans les pétales ni dans les semences.

Les lychnide dioïque (*lychnis dioica*), la croix de Jérusalem (*L. chalcedonica*), la fleur de coucou (*L. flos cuculli*), le silène enflé (*silene inflata*), le *cucubalus behen*, contiennent aussi de la saponine, que j'ai cherchée en vain dans quelques *arenaria*, dans la *stellaria holostea* et l'*holosteum umbellatum*, ainsi que dans la *stellaria media* (mouron des oiseaux).

MM. Mérat et de Lens (Dictionnaire de mat. médic., t. 4, p. 164) disent que le *lychnis dioica* a été substitué à la saponaire dans quelques cantons de l'Allemagne, où on l'appelle saponaire blanche, et sa racine à la salsepareille. « Cette plante, disent ces auteurs, est tout à fait insipide. » J'ai reconnu au contraire que cette herbe a un peu de la saveur âcre et amère que possèdent toutes celles où il existe de la saponine.

L'auteur de l'article *Lychnis flos cuculli* de l'Encyclopédie dit que « les bestiaux paraissent avoir du dégoût pour elle et n'y touchent jamais. »

M. Frémy a trouvé la saponine dans le marron d'Inde. J'ai

voulu savoir à quelle époque de l'accroissement du fruit elle prenait naissance : je l'ai trouvée dans les ovaires pendant la floraison, dans le péricarpe du fruit immédiatement après la chute des pétales; je n'en ai trouvé que des traces dans le péricarpe arrivé près de sa maturité. A cette époque, cette partie du fruit contient une grande quantité de tannin. Les feuilles de l'arbre, les pédoncules, les pétales et les étamines ne contiennent pas de saponine.

M. le président Bon a trouvé que « les marrons d'Inde peuvent servir à nourrir, en engraissant, tant le menu et gros bétail que les volailles de toutes sortes, en prenant la précaution de les faire tremper pendant quarante-huit heures, après les avoir pelés et coupés en quatre morceaux. » (Encyclopédie, t. 10, p. 145.)

M. Ellis, auteur anglais, recommande aussi de faire tremper les marrons d'Inde dans l'eau pendant trois à quatre jours. Il fait observer que des « poules qui en avaient mangé sans être préparés ne pondaient pas. » (Encyclopédie.)

J'ai trouvé dans le mouron rouge et dans le mouron bleu (*anagallis arvensis* et *anagallis cærulea*) une grande quantité de saponine, et l'on sait que ces plantes sont classées par le célèbre toxicologiste M. Orfila dans les poisons narcotico-âcres (Traité de méd. légale, 3e édit., t. 3, p. 483). Ce savant a fait avaler à un chien de l'extrait de mouron; il a appliqué du même extrait sur le tissu cellulaire de la cuisse d'un autre chien (Toxicologie, vol. 2, part. 1, p. 275); tous deux ont présenté les symptômes observés par M. le docteur Bonnet, et l'autopsie a offert les mêmes lésions que ce dernier a rencontrées sur les chiens auxquels nous avions fait avaler de la saponaire, de la nielle ou de la saponine (Bulletin n° 7 de la Société de médecine de Poitiers).

M. Gronier a fait prendre à des chevaux d'assez fortes doses de décoction de mouron, et il a presque constamment observé un tremblement des muscles du train postérieur, de ceux de la gorge, et un flux abondant d'urines. Après la mort, la membrane muqueuse de l'estomac s'est trouvée enflammée. (Toxicologie, p. 275.)

L'auteur de l'article *mouron* du Dictionnaire des sciences médicales (1819, tome 34), après avoir signalé l'amertume et l'âcreté de la plante, ajoute : « Ces propriétés physiques permettent de croire que, comme substance médicamenteuse, il pourrait

n'être pas dépourvu de toute espèce de vertus; mais il ne paraît pas en avoir de très-recommandables. »

MM. Mérat et de Lens (Dictionnaire universel de mat. médic. et de thérap., t. 1[er], p. 276), après avoir rapporté ce que disent du mouron les anciens auteurs, et l'éloge qu'en ont fait, il y a quelques années, les Russes et les journaux politiques, ajoutent : « Son usage interne doit être surveillé... Les troupeaux ne le mangent pas, et ses graines tuent les oiseaux.... Jusqu'ici le mouron est une plante dont les propriétés positives sont à découvrir. »

La saponaire officinale jouit, d'après la plupart des auteurs, de propriétés médicales bien tranchées qui doivent la faire employer fréquemment. Cependant le Dictionnaire des sciences médicales est loin d'approuver toutes les propriétés qui lui sont attribuées : Il est permis de douter qu'elle puisse ou qu'elle ait jamais pu être utile. »

En faisant ces citations, mon but est de réveiller l'attention des praticiens sur l'emploi qu'ils auront à faire des plantes qui contiennent un principe aussi actif que la saponine; car il paraît qu'on est loin d'être fixé sur leurs vertus.

En cherchant la saponine dans les différentes parties de la nielle des blés (*agrostemma githago*, *lychnis githago*), il m'a semblé que la matière colorante des pétales de cette plante pouvait être un bon réactif pour reconnaître l'état acide ou alcalin des liquides. L'expérience a confirmé ma prévision.

Comme je soupçonne un principe analogue, *sinon le même*, dans beaucoup d'autres végétaux, je l'ai cherché dans les différentes parties de plusieurs espèces de plantes : il en est un bon nombre où je ne l'ai pas rencontré; mais beaucoup de parties, surtout de celles où j'ai trouvé de la saponine, m'ont donné la même réaction que les fleurs de nielle avec les alcalis : telles sont les fleurs d'œillet des Chartreux, les marrons d'Inde, le mouron rouge, le mouron bleu, les cotylédons de la nielle, les feuilles et les tiges du silène penché, les feuilles et les tiges du silène enflé, les feuilles, les tiges et les racines de saponaire officinale; et parmi celles qui ne contiennent pas de saponine, les racines de guimauve des pharmacies, les pétales de roses rouges, etc.

Le sirop d'œillets préparé selon le codex, les racines de silène

penché et d'œillet des Chartreux, ne m'ont pas donné la même réaction.

Ne connaissant pas le meilleur dissolvant de la substance en question, ni le véhicule dans lequel elle pût mieux conserver ses propriétés, j'ai traité les fleurs de nielle, d'œillet des Chartreux et de roses rouges, par l'alcool, par l'eau distillée, et par un mélange de ces deux menstrues.

Pr. Lobes de nielle récents 1
Alcool absolu. 2
Eau distillée. 2

On pile les lobes de nielle, on délaye la pulpe dans l'eau, on y ajoute l'alcool, on laisse macérer le tout pendant deux jours; on passe avec expression à travers un linge parfaitement lavé à l'eau distillée; on filtre la teinture, qu'on conserve dans un flacon parfaitement bouché.

Une goutte de cette teinture versée dans deux grammes d'eau tenant en dissolution $\frac{1}{160000}$ de potasse donne une coloration jaune bien prononcée.

Ces colorations sont mieux appréciables quand on regarde les liquides par réflexion que quand on les interpose entre l'œil et la lumière; aussi préféré-je des coquetiers en porcelaine aux verres à experience en cristal, pour ces sortes d'observations.

Ces réactifs ne valent pas le tournesol pour déceler les acides; mais ils lui sont préférables pour déceler les alcalis, parce qu'on n'est obligé de leur faire subir aucune préparation, tandis qu'il faut ajouter de l'acide au tournesol pour le rougir, et l'on sait que le degré de sensibilité de celui-ci dépend de la quantité d'acide ajoutée.

1° Du miel rosat peut être d'autant plus transparent et avoir un aspect et une saveur d'autant plus agréables, que l'on aura employé moins de roses dans sa préparation. On en appréciera la valeur par l'ammoniaque, la potasse caustique ou le carbonate de potasse, qu'on emploiera de la manière suivante : on fera dissoudre cinq centigrammes de potasse ou de carbonate de cette base, ou une goutte d'ammoniaque liquide, dans deux cents grammes d'eau distillée. Une cuillerée à café de cette eau alcaline sera versée dans un coquetier en porcelaine, on y fera tomber

ensuite une seule goutte de miel rosat à expérimenter. L'intensité de la couleur jaune ou jaune verdâtre que prendra le mélange sera un indice de la bonne préparation du mellite; si ce médicament était mal préparé, ou s'il ne contenait pas assez de principe médicamenteux des roses, on n'aurait qu'une faible coloration, ou une couleur qui ne serait pas jaune. Si, en ajoutant à ce mélange une goutte d'ammoniaque, on n'obtenait pas une couleur jaune ou jaune verdâtre foncé, ce serait un indice que le médicament est tout à fait défectueux.

Si le *Ratanhia* était substitué aux roses dans cette préparation, la couleur rouge du mellite acquerrait plus d'éclat.

Le même médicament bien préparé, délayé dans une grande quantité d'eau de fontaine ou de puits qui contiendrait des carbonates alcalins, comme l'eau des fontaines de Poitiers, prendrait une couleur jaune, tandis que la couleur rouge du mellite serait avivée, s'il était préparé avec du *ratanhia*.

2° Un médicament (une potion, un gargarisme, un collyre, etc.) dont le véhicule serait un hydrolé de roses, de saponaire, de digitale, de belladone, de jusquiame, de morelle, de cigüe, etc., serait jaune plus ou moins foncé, ou jaune brunâtre, s'il entrait dans sa préparation une substance à réaction alcaline. Un hydrolé de guimauve prendrait une couleur jaune en conservant sa transparence, si l'on y ajoutait un alcali, un carbonate alcalin, du borate de soude, etc. Ce même hydrolé obtenu par décoction est jaunâtre s'il a été préparé avec de l'eau de puits ou de fontaine, tandis qu'il est à peu près incolore si l'on a employé de l'eau distillée; dans l'un et l'autre cas, une addition de sous-acétate de plomb y occasionnerait la formation de flocons jaunes.

On voit, d'après ce qui précède, que la substance particulière existant dans plusieurs plantes peut, par la propriété qu'elle possède de jaunir sous l'influence des alcalis, servir de réactif pour reconnaître l'état acide ou alcalin de certains liquides, et qu'elle fournit à la médecine un moyen d'investigation pour apprécier la bonne préparation de certains remèdes, et la qualité de l'eau dont on s'est servi pour obtenir ces derniers.

Analyse d'une nouvelle source d'eau alcaline, ferrugineuse et gazeuse acidule, découverte à Vals (Ardèche), par M. Dupasquier (1).

EXTRAIT.

Cette source, nouvellement découverte, et que l'on a nommé *la Chloé*, fournit en abondance une eau qui se rapproche beaucoup par ses propriétés physiques et chimiques des autres sources de la même localité, notamment de celles connues sous les noms de *la Marquise* et de *la Camuse*; mais elle présente cet avantage particulier d'être complétement saturée d'acide carbonique, c'est-à-dire d'en contenir autant que l'eau peut en dissoudre à la température moyenne du sol et à la pression ordinaire de l'atmosphère. La fontaine construite pour la recueillir fournit par heure 340 litres d'eau minérale, ce qui donne, par 24 heures, un écoulement de 88,160 litres. Cet écoulement ne paraît pas varier de quantité, même dans les temps de pluie ou de sécheresse, ce qui indiquerait que l'eau arrive en tout temps à son point d'émergence sans aucun mélange d'eau pluviale.

Cette eau a une saveur piquante acidule très-prononcée et comparable à celle de l'eau gazeuse ordinaire; elle manifeste de plus une saveur ferrugineuse très-sensible, mais peu désagréable, par la raison qu'elle se trouve masquée par la sapidité du gaz acide carbonique. Sa température, de 14 degrés centigrades, paraît être constante.

Le gaz dégagé à la source est de l'acide carbonique pur ou parfaitement exempt d'air atmosphérique. Ce gaz diffère pourtant, par son odeur bitumineuse, de celui qu'on obtient en traitant le marbre par un acide; mais cette odeur est évidemment due à un principe fugace, inappréciable à l'analyse chimique, comme toutes les émanations insaisissables par les réactifs et qui constituent ce qu'on appelle les odeurs.

(1) Cette analyse est extraite d'une notice chimique, médicale et topographique sur la nouvelle source, par le Dr Alph. Dupasquier. Brochure in-8° de 70 pages. Lyon, 1845; imprimerie de Dumoulin, Ronet et Sibuet.

L'analyse chimique a offert pour résultats les données suivantes :

Un litre d'eau de la source de Vals (*la Chloé*) est minéralisé par les principes suivants, savoir :

PRODUITS GAZEUX.

	Litres.
Acide carbonique libre.	1,070
Air atmosphérique.	0,020

PRODUITS SOLIDES.

	Grammes.
Acide silicique.	0,099
Oxyde d'aluminium.	0,004
Bicarbonate de chaux.	0,169
— de magnésie. . . .	0,166
— de strontiane. . . .	traces.
— de fer.	0,021
— de manganèse. . .	0,001
— de soude.	5,289
Sulfate de soude.	0,173
Chlorure de sodium.	0,189
— de potassium.	0,045

P.-A. C.

De l'action de l'iode sur le sublimé corrosif.

Lettre de M. Selmi, de Reggio, à M. Millon.

J'ai lu dernièrement dans votre Annuaire, 2[e] année, p. 218, une note qui se rapporte à mes recherches sur l'action que l'iode exerce sur le sublimé corrosif; comme dans les conclusions que vous déduisez de vos expériences et des miennes, vous confirmez ce que vous aviez déjà avancé, savoir : que l'iode est capable de déplacer directement le chlore du sublimé, ce qui est en opposition réelle avec ce qui résulte de la longue série de mes recherches, je crois de mon devoir d'exposer clairement comment le principe que vous admettez ne peut se soutenir en présence des faits. J'espère que vous accueillerez cette déclaration comme l'expression de ma sincérité scientifique, et non comme un acte d'opposition à votre égard.

Je commencerai par rappeler que mes études touchant l'action de l'iode sur le sublimé corrosif remontent à 1842. L'année suivante, j'en entretins le congrès des savants italiens, réunis à Padoue; par conséquent mes recherches ont précédé la publication des observations qui vous appartiennent.

En second lieu, je dirai que je me suis assuré positivement que le sublimé corrosif déplace constamment l'iode du biiodure de mercure, lorsque celui-ci est uni à une grande quantité de sublimé corrosif. Ce déplacement a lieu non-seulement par le chlore, mais aussi par une solution étendue de perchlorure d'iode. Mais pour s'assurer des effets de cette réaction, il fallut opérer avec beaucoup de précaution, afin que le chlore ne fût pas surabondant dans ce liquide, au milieu duquel M. Lassaigne assure qu'on ne peut le découvrir qu'à l'aide du moyen précédent. Je me suis assuré, en outre, que toutes les substances capables de reproduire le chlorure d'iode des acides iodique et chlorhydrique sont également capables de démontrer la présence de l'iode dans le liquide de Lassaigne, parce qu'en régénérant le perchlorure elles donnent en même temps naissance à ce corps, qui a la propriété de décomposer le biiodure de mercure et de déceler la présence de l'iode, en quelque petite quantité qu'il soit uni au bichlorure de mercure. J'ajouterai que si l'on dissout du sublimé dans de l'alcool ou dans de l'éther, la réaction est presque nulle et ne se manifeste qu'à mesure que l'on ajoute une plus grande proportion d'eau au véhicule spiritueux. Ces faits et plusieurs autres ont été publiés dans mes *Études de chimie moléculaire* (Modène, 1846), et si vous avez la complaisance de les lire, j'espère vous persuader que votre opinion, à ce sujet, doit être modifiée. Je dirai enfin qu'en opérant avec une solution de sublimé corrosif, mêlé avec des corps reproducteurs du perchlorure d'iode, mais simplement en variant les proportions de ces mêmes corps, comme en les mêlant à une partie de la solution, après ou avant le traitement par l'iode, il y a dans le premier cas formation d'acides iodique et chlorhydrique et une très-légère réaction sur le biiodure de mercure, laquelle ne se manifeste que lorsque le perchlorure est reproduit, tandis que dans le second cas l'état naissant des deux acides, donnant lieu à la formation du per-

chlorure d'iode, en présence des corps reproducteurs, le liquide qui en résulte a une action décomposante énergique sur le biiodure de mercure.

Mais, me direz vous ici, de quelle manière expliquez-vous l'absorption de l'iode opérée par le sublimé corrosif? Par une hypothèse hardie, mais qui me semble la plus raisonnable, la plus conforme aux faits. En peu de mots, j'admets que la solution du sublimé corrosif a, sur l'iode et sur l'eau, cette influence curieuse et étonnante que possède la lumière, c'est-à-dire de provoquer l'eau à se décomposer, pour donner naissance aux acides iodique et iodhydrique. Le second acide se trouvant en contact avec le bichlorure de mercure, il se produit, à l'aide d'une double décomposition, du biiodure de mercure et de l'acide chlorhydrique; et au moyen de l'acide chlorhydrique et de l'acide iodique précédemment formés, il se produit du perchlorure d'iode. Toutes les fois que les deux acides existent dans le liquide, dans l'intégrité de leur composition, le biiodure de mercure ne cède point d'iode; quand les deux acides se décomposent et donnent naissance au perchlorure d'iode, alors ils agissent sur le biiodure de mercure et en séparent l'iode. A l'aide de cette hypothèse, on peut se rendre compte de plusieurs phénomènes que j'ai observés, par exemple :

1° Pourquoi le liquide décoloré de sublimé et d'iode se colore de nouveau par la concentration, en mettant à nu de l'iode, tandis que réduit à siccité, il se recompose du bichlorure de mercure dans lequel on retrouve à peine des traces d'iode, à l'aide des meilleurs réactifs.

2° Pourquoi les chlorures alcalins mêlés au même liquide, décoloré, en mettent l'iode à nu, se comportant en cela de la même manière que les acides sulfurique et chlorhydrique, attendu que ces chlorures, comme cet acide, sont des corps reproducteurs du perchlorure d'iode.

3° Pourquoi, en mêlant le liquide décoloré avec de l'éther ou de l'alcool très-concentré, il se développe peu à peu de l'iode.

4° Pourquoi, lorsqu'on dissout deux quantités égales de sublimé dans diverses proportions d'eau, la solution la plus concentrée se charge moins d'iode que la plus étendue.

5° Pourquoi, en mêlant une petite quantité de perchlorure d'iode à la solution de sublimé corrosif, celle-ci refuse d'absorber l'iode ou n'en absorbe qu'à peine, etc., etc.

Enfin je vous avouerai que, doutant de ce que vous annoncez relativement au mode de découvrir le perchlorure d'iode dans le liquide de Lassaigne, à l'aide de quelques gouttes de solution d'iodure potassique, j'ai voulu répéter votre expérience, et je me suis assuré qu'il fallait au contraire employer assez d'iodure de potassium pour précipiter tout le mercure et le redissoudre complétement. En effet, l'iode ne pouvant apparaître que lorsque le perchlorure d'iode est reproduit, et celui-ci ne pouvant se former que lorsque le sel alcalin est en excès, la réaction ne doit s'effectuer que lorsqu'on l'emploie en grande abondance. Ces faits ont été, du reste, exposés dans mes *Études de chimie moléculaire*. Veuillez agréer, etc. P.-A. C.

Sur la transformation du sucre de lait en acide lactique à l'aide de l'albumine; par WACKENRODER.

M. Wackenroder avait précédemment annoncé qu'il était parvenu à transformer le sucre de lait en acide lactique à l'aide de l'albumine végétale; il revient sur le même sujet dans la présente notice, et y indique en outre l'emploi de l'albumine animale dans le même but.

La transformation du sucre de lait par d'autres combinaisons de protéine que par la caséine est intéressante sous plus d'un rapport; mais cette question acquerrait encore un plus grand intérêt, si l'on parvenait à changer en certitude la présomption que toute espèce de sucre est susceptible de se transformer de la même manière en acide lactique, que cet acide se produit toutes les fois que la fermentation alcoolique du sucre ou la transformation de la gomme, principalement de la dextrine, en sucre a échoué. L'auteur pense que l'acide libre des bières, que l'on prenait précédemment pour de l'acide malique, est de l'acide lactique, et d'après les recherches qui l'occupent en ce moment cet acide ne se trouverait pas seulement dans les bières dont la fermentation est terminée, mais le moût récent et peut-

être le malt lui-même en contiendraient aussi une certaine quantité.

Pour expérimenter l'action de l'albumine végétale sur le sucre de lait, on a mis le suc de plusieurs plantes, séparé de la chlorophylle, en contact pendant plusieurs semaines avec du sucre de lait et du carbonate de chaux en poudre à une température de 20° C. environ et en remuant fréquemment. Dans toutes ces expériences on a obtenu du lactate de chaux qu'il a été facile de purifier complétement.

La similitude de l'albumine animale avec l'albumine végétale a inspiré à l'auteur le désir d'employer aussi la première pour opérer la métamorphose du sucre de lait : il s'est servi d'abord de blanc d'œuf frais dissous dans de l'eau distillée en suivant le procédé indiqué plus haut; mais le sucre de lait n'a subi aucune altération. Il a alors mis pendant quelques semaines le blanc d'œuf coagulé en contact avec de l'eau; et après qu'il y fut devenu acide, il a ajouté du sucre de lait et du carbonate de chaux. Au bout de six semaines d'exposition du mélange dans une chambre chauffée, la majeure partie du sucre de lait s'était transformée en acide lactique, et il en a retiré de beaux groupes de cristaux de lactate de chaux. Il conclut de ces expériences que l'albumine du blanc d'œuf ne peut opérer la métamorphose du sucre de lait en acide lactique qu'après sa coagulation et son passage à la fermentation acide, et que si le résultat est nul avec le blanc d'œuf frais, c'est vraisemblablement à son alcalinité qu'il faut l'attribuer. (*Archiv der Pharmacie*, Juin 1846, p. 257.) V.

Sur les concrétions d'oxalate de chaux du Cereus senilis, par H. Lucas à Arnstadt.

M. Lucas a observé, en examinant la partie médullaire intérieure de fragments de tiges desséchées du *Cereus senilis* (*Cereus bradypus* Lehm.), provenant de la Veracruz, une si grande quantité de grains ronds cristallins et blancs, que la substance végétale environnante disparaissait presque complétement. Ces grains se détachaient au moindre contact, et il a pu en recueillir

une assez grande quantité pour les soumettre à un examen chimique : 100 parties de la substance médullaire desséchée du *Cereus*, étaient formées de 80 p. de grains cristallins et de 20 p. de substance végétale.

Ces grains, examinés à la loupe, offrent l'aspect d'agglomérations de plusieurs petits cristaux qui présentent tous les caractères chimiques de l'oxalate de chaux pur. Chauffés, ils ne répandent pas d'odeur empyreumatique ; ils laissent aussitôt par la combustion un résidu blanc ; ils sont solubles dans l'acide chlorhydrique, mais insolubles dans l'acide acétique, et l'acide cristallisable qu'on en retire par l'emploi du carbonate de potasse, de l'acétate de plomb et de l'acide sulfurique, donne, à l'état de dissolution, des précipités par la moindre addition d'eau de chaux et de tous les sels calcaires.

Outre ce dépôt de petits grains, on trouve encore de plus grosses concrétions sous chaque mamelon du *Cereus* qui supporte les poils. Elles paraissent également formées d'oxalate de chaux ; mais elles sont moins cristallines que les petits grains.

M. Buchner jeune avait précédemment examiné le suc obtenu par expression de quelques cactus cultivés dans la serre du Jardin botanique royal de Munich, et notamment celui du *Mammillaria pusilla* ; il y avait trouvé une grande quantité de malate de chaux, mais pas d'oxalate de chaux. Ce fait semblerait prouver que le lieu de végétation et le climat exercent une influence puissante sur le mélange des sucs des plantes et sur la formation de certaines substances dans ces sucs ; et tandis que dans nos serres il ne se forme que de l'acide malique, il est possible que, dans la patrie des cactus, une déshydrogénation plus avancée transforme cet acide en acide oxalique. (*Repertorium für die pharmacie*, 2e série, vol. XLIII, cah. 1, pag. 106.)

Pharmacie.

Note sur la tisane de Feltz.

Par M. Grassi, pharmacien en chef à l'Hôpital du Midi.

On emploie en pharmacie un assez grand nombre de médicaments dont la nature est loin d'être parfaitement connue. Cette

connaissance serait cependant intéressante et utile, parce qu'elle permettrait d'apprécier le rôle de chacune des matières qui entrent dans ces préparations, et de modifier dans quelques circonstances leurs formules souvent complexes, de manière à obtenir des médicaments plus constants dans leur composition et par suite dans leur action thérapeutique. Ces modifications ne doivent cependant être tentées qu'avec beaucoup de circonspection, car on trouve dans certaines formules des substances qui au premier abord paraissent tout à fait inertes et dont le rôle n'est mis à découvert que par une étude approfondie des réactions qu'elles peuvent éprouver dans le cours de la préparation. Parmi les nombreux exemples que je pourrais citer à l'appui de ce qui précède, je ne mentionnerai pour le moment que les tisanes dans lesquelles on fait entrer le sulfure d'antimoine naturel. Le rôle de ce corps était complétement inconnu avant les expériences de M. le professeur Guibourt, et on eût été certainement tenté de supprimer ce corps dans ces préparations si leur efficacité spéciale n'avait pas été constatée par l'expérience avant que l'on songeât à étudier leur composition chimique.

D'après M. Guibourt le sulfure d'antimoine naturel n'agit que par le sulfure d'arsenic qu'il contient presque toujours. A l'aide de l'ébullition ce sulfure décompose l'eau en donnant lieu à de l'hydrogène sulfuré et à de l'acide arsénieux qui reste en dissolution; ce serait donc à cet acide arsénieux et non au sulfure d'antimoine que ces boissons antisyphilitiques devraient leur grand activité.

Le rôle du sulfure d'arsenic est donc parfaitement déterminé, mais je ne pense pas que ce soit la seule action du sulfure d'antimoine naturel. M. Soubeiran a le premier émis cette opinion, car il dit dans son excellent ouvrage que le sulfure d'antimoine pourrait bien donner lieu à la dissolution de quelques parties antimoniales.

Cette prévision se trouve parfaitement vérifiée par les expériences que je vais rapporter.

J'ai opéré sur deux échantillons de sulfure d'antimoine exempt de sulfure d'arsenic, l'un avait été fait de toutes pièces avec du soufre et de l'antimoine purifié; l'autre était du sulfure naturel traité à plusieurs reprises par l'ammoniaque. Tous deux ont été

lavés à l'eau distillée froide, et à l'eau distillée bouillante : c'est de ces sulfures ainsi traités que je me suis servi pour préparer de la tisane de Feltz.

La formule employée est la suivante :

Salsepareille.	60 gr.		pour un litre de décoction.
Colle de poisson.	10		
Sulfure d'antimoine. . . .	30		
Eau.	2		

L'opération a toujours été faite dans un vase de terre. J'ai cherché la présence de l'antimoine d'abord dans les premiers litres de décoction, et plus tard dans ceux que l'on obtenait avec le même nouet de sulfure ayant déjà servi à la préparation de plusieurs centaines de litres de tisane.

Voici comment j'opérais. Après avoir passé la tisane à travers un linge fin, je la laissais déposer; cette liqueur décantée était jetée sur un filtre fait avec plusieurs feuilles de papier, puis évaporée en consistance d'extrait. — Ce résidu était traité par l'acide sulfurique et l'acide nitrique, comme on le pratique pour la carbonisation des matières organiques dans la recherche de l'arsenic. — Le charbon étant traité par l'eau distillée, la solution était introduite dans un appareil de Marsh. — Dans tous les cas j'ai obtenu des taches offrant tous les caractères des taches antimoniales.

J'ai fait plus : j'ai recueilli l'urine des malades qui avaient pris pendant plusieurs jours de cette tisane de Feltz et l'analyse m'a fait voir qu'elle contenait toujours de l'antimoine.

Ce même nouet de sulfure d'antimoine a été traité par de l'eau distillée bouillante, et le décoctum, après avoir passé à travers un filtre formé de quatre feuilles de papier, a présenté des taches antimoniales à l'appareil de Marsh.

La présence de l'antimoine étant bien constatée j'ai cherché sous quel état se trouvait ce métal. Pour savoir s'il s'y trouvait à l'état de sulfure j'ai traité cette décoction par un courant longtemps prolongé de chlore. —La liqueur n'a donné aucun précipité par le chlorure de baryum.

L'antimoine n'étant pas à l'état de sulfure ne pouvait s'y trouver qu'à l'état d'oxyde : il faut donc admettre que le sulfure d'antimoine traité par l'eau se comporte comme le sulfure d'ar-

senic, c'est-à-dire qu'il se forme de l'hydrogène sulfuré et de l'oxyde d'antimoine qui reste en dissolution.

Ceci pourra surprendre au premier abord, parce qu'on est habitué à regarder l'oxyde d'antimoine comme étant absolument insoluble dans l'eau. Il n'en est rien cependant, comme l'a démontré M. Capitaine dans sa thèse inaugurale, où l'on trouve ce passage : « Les combinaisons oxygénées de l'antimoine n'ont pas » dans l'eau une insolubilité aussi absolue qu'on le pense généra» lement. J'ai reconnu que l'oxyde d'antimoine, l'acide antimo» nieux et l'acide antimonique sont légèrement solubles dans » l'eau, surtout à la température de l'ébullition. — Les dissolu» tions de ces trois corps donnent un précipité jaune par l'hydro» gène sulfuré. »

M. Guibourt, admettant que le sulfure d'antimoine naturel n'agit véritablement qu'en raison de l'acide arsénieux qu'il forme par son ébullition dans l'eau, pense qu'il conviendrait de remplacer le sulfure d'antimoine par une quantité correspondante et fixe d'acide arsénieux. — On obtiendrait ainsi un médicament toujours identique; mais ce qui procède m'autorise, je crois, à dire qu'on obtiendrait ainsi un médicament différent de celui que donne le procédé de Feltz, et qui ne remplirait peut-être pas toujours le même but.

Ce qui vient d'être dit de la tisane de Feltz s'applique évidemment à celle de Vinache, d'Astruc, à la décoction anti-vénérienne de Lisbonne, etc. dans lesquelles on fait également entrer une certaine quantité de sulfure d'antimoine naturel.

Note sur les effets du nouvel antidote de l'acide prussique indiqué par M. Smith;

Par MM. Lepage, pharmacien à Gisors et Morin, médecin-vétérinaire.

Au mois de mars dernier nous fîmes de concert avaler à un cheval sacrifié, 15 grammes d'acide cyanhydrique préparé par le procédé de *Pessina* et étendu au huitième, après une analyse préalable faite au moyen du nitrate d'argent. *Immédiatement* après nous lui ingérâmes 200 grammes du mélange ferroso-ferrique du docteur Smith : l'animal présenta bien quelques-

uns des symptômes de l'empoisonnement par l'acide prussique, mais qui disparurent assez promptement.

Le lendemain on fit prendre au même animal 24 grammes du même acide au huitième; une minute s'était à peine écoulée depuis l'introduction du toxique que l'animal était déjà sous son influence. Nous nous hâtâmes alors de lui administrer l'antidote de Smith, mais avant qu'il eût pu avaler la quantité que nous voulions lui administrer, il tomba comme foudroyé : cependant nous ne nous décourageâmes pas, nous lui fîmes avaler le reste de l'antidote après qu'il fut tombé. Dans la plus grande période du décubitus qui dura 50 minutes, les battements du cœur étaient très-fréquents : on fit tomber à plusieurs reprises un jet d'eau froide sur la colonne vertébrale, et l'on pratiqua une saignée à la jugulaire; le sang qui s'écoula n'était nullement imprégné de l'odeur caractéristique de la substance toxique, le pouls de l'animal se rapprocha peu à peu de l'état normal, enfin il poussa trois forts hennissements dans l'espace de dix minutes, se releva soudain, demeura environ huit minutes sur ses pieds, puis tomba de nouveau et expira presque aussitôt.

Les deux expériences qui précèdent n'étaient que le prélude d'un certain nombre d'autres que nous nous étions proposé de faire dès que le temps et les circonstances nous l'auraient permis; aussi nous étions-nous réservés de ne les publier que plus tard; mais venant de lire dans le dernier cahier du *Journal de pharmacie et de chimie*, un travail sur le même sujet, entrepris par M. Larocque, à l'instigation de M. le professeur Caventou, nous nous décidons à les faire connaître maintenant; abandonnant d'ailleurs le projet d'en tenter de nouvelles, celles du chimiste que nous venons de citer nous paraissant assez nombreuses et assez concluantes.

Ainsi, des expériences consignées dans le mémoire de M. Larocque et des nôtres que nous rapportons ci-dessus nous concluons :

1° Que quelle que soit l'efficacité d'un antidote proposé pour l'acide prussique, on ne pourra jamais en obtenir de bons résultats si l'acide a été administré anhydre, ou même étendu au quart ou au huitième; vu que, sous ces divers états de concentration, ce toxique est pour ainsi dire aussitôt absorbé qu'il

a été administré; qu'il faudrait dans ce cas, pour avoir quelque chance de rappeler l'empoisonné à la vie, lui administrer simultanément l'antidote et le poison, ce qui évidemment n'est pas possible.

2° Que dans les cas d'empoisonnement par l'acide prussique très-dilué, l'antidote du docteur Smith pourra rendre de précieux services, pourvu surtout qu'il soit administré dès le début des symptômes. Dans les empoisonnements par les eaux distillées de laurier-cerise et d'amandes amères, par exemple, l'emploi de cet antidote devra être suivi de succès.

Note de MM. F. et H. Smith.

Une erreur a été commise dans le *Journal de Pharmacie et de Chimie*, qui exige une explication, comme acte de justice envers nous qui avons découvert l'antidote de l'acide prussique, sur lequel M. Larocque s'est prononcé: nous avons fait, et nous l'avons imprimé, uniquement usage dans nos épreuves, de *l'acide prussique médicinal d'Edimbourg*, et non pas *l'acide anhydre*. Cette méprise est importante à relever puisqu'elle peut nuire gravement à notre renom scientifique.

Action de l'iodure de potassium sur la pommade mercurielle;

Par M. Van de Poel, pharmacien.

(Extrait.)

L'auteur ayant reçu la prescription suivante :

Pr. Iodure de potassium. . . . . 1 gram. 20 centigr.
Onguent mercuriel double. . . . . . . 12 gram.

dissolvit le sel dans quelques gouttes d'eau, ajouta la pommade mercurielle, et après quelques minutes de trituration remarqua avec étonnement dans la pommade, des globules de mercure très-visibles à l'œil nu, même à une assez grande distance. Une nouvelle trituration opéra la séparation de globules plus nombreux et plus gros qui finirent par se rassembler au fond du mortier. L'iodure de potassium était parfaitement pur, l'onguent mercuriel était récent et convenablement préparé; le phénomène

ne pouvait donc être attribué qu'à la réaction des matières mises en présence.

Cependant M. Van de Poel crut devoir répéter plusieurs fois la même expérience et toujours il obtint le même résultat, il observa toutefois que la séparation du mercure est beaucoup plus prompte lorsqu'on a dissout l'iodure dans l'eau ou lorsqu'on a ajouté de l'eau au mélange de pommade mercurielle et d'iodure, que lorsqu'on se borne à triturer ces substances sans addition d'eau.

Le résultat est le même soit qu'on se serve d'onguent très-vieux soit qu'on emploie de l'onguent récemment préparé.

Les sels qui ont quelque analogie avec l'iodure de potassium tels que les chlorures de potassium et de sodium, le brômure de potassium, l'hydrochlorate d'ammoniaque, n'exercent aucune réaction du même genre.

Avec le biiodure de potassium la séparation du mercure a eu lieu, mais d'une manière beaucoup plus lente qu'avec l'iodure.

Avec l'iodure de fer le mélange reste parfaitement homogène.

Le phénomène ne saurait être attribué à la petite quantité d'alcali libre contenue dans l'iodure de potassium, car lorsqu'on triture la pommade mercurielle avec un peu de sous-carbonate de potasse, elle acquiert plus de consistance et devient plus ou moins tenace sans cesser d'être homogène.

L'auteur croit pouvoir conclure de tous ces faits que l'action singulière de l'iodure potassique sur l'onguent mercuriel est exclusivement propre à cet iodure; il termine en appelant l'attention des médecins sur l'incompatibilité de ces deux médicaments. (*Journal de la société de pharmacie d'Anvers.*) F. B.

Chlorure de soude employé pour reconnaître la présence de la résine de gayac dans celle de jalap;

Par M. de Smedt aîné, pharmacien à Borgerhout.

(Extrait.)

C'est un fait connu depuis longtemps que le chlore possède la propriété de bleuir la résine de gayac. D'après l'auteur, les chlorures de soude et de chaux jouissent également de cette propriété, et peuvent servir à déceler les plus légères traces de ré-

sine de gayac mêlée à celle de jalap. En effet, 15 centigrammes de résine de jalap mêlés à 1 centigramme de résine de gayac et dissous dans 4 grammes d'alcool à 40°, donnent, sous l'influence d'une seule goutte d'hypochlorite sodique, une strie verte qui se précipite, et se dépose au fond du verre en une couche verte bien distincte du liquide surnageant, qui conserve sa couleur primitive.

La sensibilité du réactif est telle qu'il peut signaler 1/320 de résine de gayac mêlée à la résine de jalap. (*Journal de la société de pharmacie d'Anvers.*)

En répétant ces expériences dont j'ai reconnu toute l'exactitude, j'ai eu occasion de constater que le chlorure de soude signalait aussi bien la présence de la résine de gayac dans la résine de scammonée que dans la résine de jalap elle-même. Il est à espérer, comme le pense M. de Smedt, que la découverte d'un réactif aussi sensible rendra plus rare à l'avenir la sophistication de ces résines; mais serait-il besoin de se préoccuper sans cesse, comme on est réduit à le faire aujourd'hui, des moyens de reconnaître la pureté des médicaments, si les pharmaciens, mieux pénétrés du sentiment de leur devoir, les préparaient eux-mêmes au lieu de les puiser dans le commerce.

F. B.

Emplâtre agglutinatif exempt de plomb, par Pettenkofer.

Dans le but d'obvier aux accidents que peuvent occasionner dans quelques circonstances, l'absorption du savon de plomb et les propriétés irritantes des huiles essentielles contenues dans les oléo-résines, en un mot de parer aux inconvénients de l'emplâtre diachylon gommé dans la pratique médicale, M. Pettenkofer propose l'emploi thérapeutique de la préparation suivante : on mélange 1 partie de poudre de savon calcaire avec 1/2 p. de térébenthine cuite et 1/8 p. de suif; on fait bouillir le mélange avec autant d'eau jusqu'à ce que la masse entre en fusion bien homogène, puis on la malaxe avec de l'eau froide à la manière ordinaire. S'il y avait encore dans cette masse des morceaux de savon calcaire non dissous, il suffirait de la passer à travers

une étoffe de laine. Le savon calcaire ne fond pas seul dans l'eau bouillante; il ne fait que s'y ramollir; mais sa fusion est facile et complète avec la térébenthine cuite.

Quant à la préparation du savon calcaire, on peut suivre deux procédés : ou bien on saponifie directement de l'huile d'olives avec l'hydrate de chaux suspendu dans de l'eau, et il y a alors formation de margarate et d'oléate de chaux, et séparation de glycérine; ou bien on décompose une dissolution d'un savon d'huile dans de l'eau par un sel calcaire soluble. Le chlorhydrate est celui qui réussit le mieux. Pour exécuter le premier procédé, on prend 1 once 1/4 de chaux récemment calcinée, que l'on éteint avec 6 onces d'eau pour en faire un lait de chaux; il faut bien prendre garde que toute la chaux soit parfaitement divisée. On chauffe alors 6 onces d'huile d'olives, dans une bassine de cuivre étamée, à quelques degrés au-dessus du point d'ébullition de l'eau, et l'on ajoute le lait de chaux à l'huile chaude; on entretient le mélange à la température de l'eau bouillante, en remuant constamment, jusqu'à ce qu'une petite quantité retirée de ce mélange ne s'attache plus aux doigts après le refroidissement, et soit très-friable. Il faut remplacer de temps à autre l'eau qui s'évapore pendant cette opération.

Le savon calcaire, qui fournit le plus bel emplâtre, s'obtient en décomposant une dissolution de savon d'huile dans de l'eau par une pareille dissolution de chlorure de calcium. On exprime le précipité, on le sèche, on le pulvérise avec 1/2 partie de térébenthine cuite, et on fait fondre le mélange dans de l'eau bouillante avec 1/8 p. de suif. Cet emplâtre agglutinatif calcaire ressemble tout à fait, par l'aspect extérieur et la consistance, à celui de plomb employé jusqu'à ce jour; il est très-agglutinatif. (*Repertorium für die pharmacie*, 2e série, vol. XLIII, cah. 1, pag. 40.)

Revue Médicale.

Du tannate de fer dans le traitement de la chlorose; par M. Benedetti. — Il est peu de maladies contre lesquelles la médecine possède des ressources aussi nombreuses que contre la chlorose, et néanmoins les

journaux qui s'occupent de thérapeutique mentionnent sans cesse des formules nouvelles destinées à combattre cette affection. La chlorose ne guérit-elle donc pas promptement et radicalement par les agents énergiques usités aujourd'hui?

Nous pouvons répondre hardiment par la négative. En effet, si rien n'est plus facile que de soulager en quelques jours une chlorotique, rien n'est plus difficile que de la guérir complétement. On parvient bien à l'aide du fer et des toniques à rendre au sang les globules et le métal dont il s'est dépouillé en partie, on remédie bien aux résultats de la maladie, mais celle-ci, c'est-à-dire cette disposition fondamentale en vertu de laquelle le sang s'apauvrit, échappe presque complétement à nos efforts.

C'est à cause de l'inefficacité de la plupart des médicaments usités aujourd'hui, que j'ai cru convenable de dire quelques mots d'un agent thérapeutique préconisé depuis peu : je veux parler du *tannate de fer*, que M. Benedetti place bien au-dessus de toutes les autres substances conseillées contre la chlorose. — D'après sa pratique il se croit en droit d'affirmer que le traitement des pâles couleurs par le tannate de fer ne dure pas au delà de douze à vingt-cinq jours, selon le degré de gravité de la maladie.—On doit le donner à la dose 5 décigr. à 2 gram. par jour.

Le mode de préparation est le suivant : Prenez de la limaille de fer; traitez-la par de l'acide sulfurique étendu de manière à obtenir un sulfate de fer très-pur, que vous transformerez en carbonate de la même base, à l'aide de carbonate de soude. Jetez *cinq* parties du produit ainsi obtenu dans un vase de porcelaine contenant une dissolution aqueuse bouillante d'*une* partie d'acide tannique très-pur. Agitez continuellement la masse jusqu'à effervescence complète. — Exposez-la à une température de 100° jusqu'à consistance de bouillie épaisse. Alors retirez la matière du feu, versez-la sur des assiettes de porcelaine, et desséchez à l'étuve. Le tannate de fer humide se présente sous forme de longues aiguilles. Sec, il est de couleur marron, insipide, insoluble, amorphe. On l'administre en pilules.

—**Nature des évacuations alvines vertes des enfants**, par M. Golding Bird. — M. Golding Bird a voulu se rendre compte des principes qui donnent une coloration verte si remarquable aux selles des enfants placés dans certaines circonstances. Il a examiné sous ce point de vue la matière d'évacuations provoquées par le calomel. Le liquide trouble, de couleur vert sale, se séparait en trois couches : 1° A la surface, un liquide de consistance huileuse, et d'un vert d'émeraude; 2° une couche de mucus, d'albumine, et de sang; 3° au fond du vase, de gros cristaux verts de phosphate ammoniaco-magnésien.

La composition de la partie fluide des évacuations vertes peut-être ainsi exprimée :

Biliverdine, (1) matière extractive alcoolique, graisse, cholestérine, traces de bile.	24,50
Ptyaline, matière extractive aqueuse, colorée par la biliverdine.	11,25
Mucus, albumine coagulée, etc.	56,00
Chlorure de sodium.	5,50
Phosphate tribasique de soude.	1,75
Sesqui-oxyde de fer.	1,00
Eau.	900,00
	1000,00

Simon a eu occasion d'examiner de son côté des matières vertes provoquées par le calomel. Il y a trouvé 20/100[es] environ de bile, acide cholique, biliverdine, 10/100[es] de graisse mêlée de cholestérine, 11/100[es] d'extrait alcoolique.—Le reste était composé de ptyaline, d'albumine, etc.

Des recherches récentes sur la nature des selles vertes qu'on dit fréquentes chez les malades faisant usage des eaux de Marienbad et de Carlsbad, ont été publiées par Kerstin. Ce chimiste nie qu'il existe de la bile dans ces évacuations, et attribue leur couleur à la présence du sulfure vert de fer, engendré dans l'estomac et les intestins par la réduction à l'état de sulfure du sulfate de soude des eaux minérales, et à l'action consécutive du fer qui y est aussi contenu. Il établit, en concordance avec ces faits, que l'acide chlorhydrique a la propriété de faire disparaître la couleur verte des selles, en même temps qu'il dégage une grande quantité d'hydrogène sulfuré. Ces caractères dénotent une grande différence entre la nature des selles vertes des malades de Marienbad, et celles qui sont dues au mercure.

M. Golding Bird, s'appuyant sur les résultats de son analyse, de laquelle il résulte que la matière verte contenue dans les matières fécales par lui examinées, n'était formée qu'en très-minime proportion par la bile, admet que si, dans certains cas, comme Simon l'a constaté, ce fluide contribue à la coloration verdâtre des fécès, il en est d'autres où l'intervention d'un autre principe colorant doit être invoquée.

Pour lui, la couleur des matières qu'il a étudiées était due à la *biliverdine*, nom provisoire appliqué à une substance encore mal définie, et que Berzelius a comparé à la chlorophylle végétale. Il est probable que cette matière est due à l'action de certains principes introduits dans l'économie sur l'hématosine. C'est ainsi que le sang, exposé à l'influence du gaz hydrogène sulfuré, prend une couleur *vert olive foncé*, vu à la lumière réfléchie ; qu'un caillot sanguin, traité par l'acide azotique, se décompose en deux produits : l'un vert olive (chloro-hématine) ; l'autre jaune (xantho-hématine).

(1) Medizinisch-Analysische Chemie, von Franz Simon.

M. Golding Bird ayant en outre à peu près constamment trouvé, dans les évacuations vertes, des traces d'exsudation sanguine, conclut que la couleur émeraude des matières fécales, provoquées par le calomel, n'est pas due à la bile excrétée, mais bien à la biliverdine, ou matière colorante, développée dans le sang. Pour lui aussi, cette teinte verte annonce une forte congestion des vaisseaux de l'intestin, et même une exsudation sanguine à leur face interne. La chimie physiologique paraît donc ici devancer l'observation clinique, car si depuis longtemps les selles vertes spontanées étaient regardées comme un signe d'irritation intestinale, les évacuations vertes, produites par le calomel, étaient considérées comme bilieuses. Aujourd'hui, il est probable que ces deux produits sont identiques et dus à une irritatiou congestive. Les conséquences pratiques découlent d'elles-mêmes de cet exposé. (*Gaz. méd.*, 1846).

— **Action des eaux minérales sulfo-iodurées et bromurées sur la morve et le farcin.** — L'histoire de la morve appartient autant à la médecine humaine qu'à l'hippiatrique, car on connaît la déplorable facilité avec laquelle cette maladie se transmet du cheval à l'homme. Toute voie nouvelle indiquée à la thérapeutique de cette affection, par les médecins vétérinaires, mérite donc de fixer au plus haut point notre attention.

Le *Journal des connaissances médico-chirurgicales* de mars 1843 rapportait un cas de morve chronique chez l'homme, guérie, selon toute apparence, par l'emploi de l'iode. Depuis cette époque, aucun document nouveau n'avait été publié sur ce sujet; mais tout récemment le docteur Ughetti, médecin vétérinaire piémontais, a publié quelques faits qui prouvent l'action bienfaisante des eaux minérales sulfureuses, iodurées et bromurées sur la morve et le farcin du cheval.

Les observations de M. Ughetti paraissent démontrer que l'eau de Challes, en Savoie, donnée aux chevaux, pure ou mélangée d'un peu de farine de seigle pour la rendre potable, peut guérir ou favorablement modifier la morve aiguë et le farcin chronique.

Il est extrêmement probable, d'après le fait rapporté au commencement de cette note, que les résultats obtenus sur le cheval pourraient l'être également chez l'homme. Il serait donc bien important d'essayer sur l'espèce humaine la méthode thérapeutique indiquée tout à l'heure.

Rien ne sera plus facile pour les personnes de l'art qui auront à leur disposition des eaux minérales iodurées et bromurées naturelles. Malheureusement l'iode et le brôme n'ont été signalés jusqu'ici que dans un petit nombre de sources.

Les principales eaux minérales hydriodurées connues aujourd'hui sont celles de Castel-Nuovo, d'Asti en Piémont, celles d'Aix en Savoie (la source de Challes contient 18 milligrammes d'iode pour 1000 grammes

d'eau), celles de Saint-Georges près Turin, enfin, en France, celles de Bourbonne-les-Bains, qui contient du bromure de potassium.

Il est probable qu'il existe du brôme et de l'iode dans beaucoup d'eaux sulfureuses, et qu'on y découvrira ces agents thérapeutiques précieux, quand on les cherchera soigneusement.

Maintenant, dans les cas que nous venons de rapporter, est-ce au soufre, à l'iode, au brôme, qu'il faut attribuer l'honneur des guérisons? c'est ce qu'il est impossible de décider. — Dans le doute, nous croyons qu'il serait prudent, si on avait à traiter un homme atteint de morve, d'employer concurremment les trois agents énergiques que nous venons de mentionner. (*Journ. des conn. méd.-chirurg.*, 1846.)

— **Formules d'injections préparées avec le copahu et le cubèbe**; par M. Cattel. — M. Cattel s'est occupé de rechercher une préparation qui permît d'administrer avantageusement l'oléo-résine de copahu et le poivre cubèbe par voie d'injection. Il a surtout eu pour but d'éviter aux malades les douleurs vives et les inflammations redoutables que déterminent quelquefois l'introduction de ces deux médicaments dans l'estomac : voici les diverses formules auxquelles il s'est arrêté :

1° *Hydrolat de copahu ou de cubèbe.*

Pr. Huile essentielle de copahu ou de cubèbe. . . . . . 60 gramm.
Eau commune. 5,500

Mêlez et distillez S. A. pour retirer trois ou quatre livres de produit.

2° *Hydrolat extemporané de copahu ou de cubèbe.*

Pr. Huile essentielle de copahu ou de cubèbe. . . . . . 60 gramm.
Carbonate de magnésie. 24
Mêlez exactement, puis ajoutez peu à peu en agitant avec soin :
Eau commune . . . . 4,000 gramm.

On peut à volonté remplacer le carbonate de magnésie par la pierre ponce pulvérisée ou le sable très-fin. (*Gaz. des hôpitaux*, 1846.)

Ces deux formules paraissent bien conçues. Il est à souhaiter qu'elles remplissent leur but, c'est-à-dire qu'elles permettent de guérir les écoulements muqueux des membranes génito-urinaires sans compromettre les voies digestives. — On ne saurait croire combien de personnes ont à souffrir de l'ingestion dans l'estomac du cubèbe et du copahu. J'ai vu, pour ma part, un élève en pharmacie, qui avait usé longtemps de ces deux substances, *mourir* d'ulcérations intestinales, déterminées par leur action irritante.

Dr E. B.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, *du 7 octobre* 1846.

Présidence de M. Vée.

La Société reçoit :

1° Une lettre de M. Gaultier de Claubry qu'une circonstance particulière retient à Naples, et qui témoigne tous ses regrets de ne pouvoir assister à la séance d'octrobre;

2° Divers échantillons de minerais recueillis dans la république d'Uruguay, avec une note explicative; par M. Lenoble, pharmacien à Montevideo (renvoyés à M. Guibourt);

3° Une lettre de M. Ad. Clary, pharmacien, qui sollicite le titre de membre correspondant de la Société. A l'appui de sa demande, il envoie une thèse soutenue le 7 avril 1840 sur les propriétés physiques, chimiques, et toxiques de l'arsenic, et un travail manuscrit sur la non-absorption du sulfate de quinine par la méthode iatraleptique. Ce dernier travail est renvoyé à l'examen de MM. Bouchardat et Figuier ;

La correspondance imprimée comprend :

Un numéro de Pharmaceutical Journal;

Le tableau analytique des prix proposés par la Société industrielle de Mulhausen.

Deux numéros du Journal de Pharmacie et de Chimie;

Le compte rendu de la séance publique annuelle de la Société d'agriculture, commerce, sciences et arts du département de la Marne, tenue à Châlons le 16 septembre 1846;

Le numéro de juillet du Journal de Pharmacie du Midi;

Une brochure intitulée : Recherches sur la végétation appliquée à l'agriculture; par Bouchardat;

Une autre brochure: *Manuale eclettico dei rimedj nuovi, compilato da Giovanni Ruspini*;

Le bulletin de la Société industrielle de Mulhausen.

M. Bussy rend compte des séances de l'Institut.

M. Bouchardat lit, au nom d'une commision précédemment nommée, un rapport sur les mémoires qui ont été envoyés pour

le prix sur la scille. Le rapporteur conclut à ce qu'il ne soit pas décerné de prix cette année, et à ce que la question soit remise au concours pour le 1er juillet 1847. Ces conclusions sont mises aux voix et adoptées.

A l'occasion du prix sur la scille, M. Boutigny fait observer qu'ayant examiné, comme membre du jury, les divers extraits de scille qui lui étaient présentés dans le département de l'Eure, il a constamment ou presque constamment trouvé du cuivre dans la composition de ces extraits. Ce cuivre ne pouvant être dissous qu'à la faveur d'un acide, M. Boutigny pense que le principe qui agit dans la scille pourrait bien être de nature acide.

M. Cap présente de la part de M. Pippoez, correspondant de la Société, un journal de pharmacie publié par la Société d'Anvers, sous la direction d'un comité.

M. Soubeiran, sécretaire général, appelle l'attention de la Société sur la convenance qu'il y aurait à faire coïncider sa séance de novembre avec celle de rentrée de l'École de Pharmacie. Pour concilier cette circonstance avec les nombreux travaux que la Société ne peut laisser en arrière, il est décidé qu'il y aura deux séances en novembre.

M. F. Boudet présente à la Société un carton renfermant des fleurs artificielles préparées avec le plus grand soin par une dame de Paris : il pense qu'une collection de ces fleurs pourrait être très-utile pour l'enseignement de la botanique. MM. Cap, Guibourt et Chatin sont chargés d'en prendre connaissance et d'en rendre compte à la Société.

M. Bourrières communique quelques observations relatives à l'usage des vases galvanoplastiques en pharmacie. Il a fait usage, pour préparer de la crème de tartre soluble, d'une bassine qui avait été argentée par les procédés galvaniques, et il a remarqué que la couche d'argent s'était parfaitement maintenue dans cette circonstance.

M. Véron dit avoir fait plus d'une fois l'observation contraire. Il insiste, de son côté, sur le défaut de solidité de la couche d'argent que les actions mécaniques même les plus légères suffisentsouvent à détacher.

M. Desmarets qui avait annoncé dans la dernière séance qu'on

pouvait obtenir du sirop d'orgeat filtré en l'étendant d'abord d'eau et le concentrant ensuite par la chaleur, présente à la Société un échantillon de ce sirop.

M. Quevenne communique à la Société d'intéressantes observations sur des cristaux retirés du guano et envoyés par M. Leudet, pharmacien au Havre. Les différentes réactions offertes par ces cristaux, les ont fait considérer comme étant composés presqu'en totalité de carbonate d'ammoniaque. Ils ne contenaient point d'acide urique ou hippurique, ni sulfate, ni oxalate, ni chaux, ni magnésie.

M. Pouleuc lit un rapport d'admission sur M. Huraut, dont il développe les titres et antécédents. L'élection aura lieu dans la séance prochaine.

Congrès médical de France.

La commission permanente du congrès médical a repris depuis un mois ses travaux, que les vacances avaient suspendus.

La plus grande partie de sa première séance a été consacrée à la lecture d'une correspondance volumineuse, dans laquelle se trouvaient compris de nombreux exemplaires de la Pétition aux chambres, revêtus des signatures de la presque totalité des médecins, pharmaciens et vétérinaires des arrondissements qui les avaient envoyés.

La commision persuadée que le moment est venu de réunir dans ses mains, pour les présenter aux chambres, dès l'ouverture de la session, toutes les pétitions particulières des diverses fractions du corps médical de France, vient d'adresser aux présidents de toutes les sociétés médicales, pharmaceutiques et vétérinaires de Paris et des départements, des exemplaires imprimés de la pétition, et une circulaire dans laquelle, après avoir exposé les heureux résultats de ses efforts pour organiser l'association médicale en France, elle réclame le concours de ces associations pour la signature de la pétition et pour toutes les circonstances où ce concours pourra l'aider à obtenir la réalisation des vœux du congrès.

L'époque n'est pas éloignée en effet, où toute l'activité, toutes les forces du corps médical devront être réunies dans ce but, car la présentation de la loi sur l'enseignement et l'exercice des professions médicales, à l'ouverture de la session prochaine, ne semble plus pouvoir être mise en doute, depuis que M. Salvandy l'a formellement promise au bureau de la société médicale d'Alençon.

M. le ministre de l'instruction publique, répondant à une allocution du docteur Chambay, président de cette société, s'est exprimé en ces termes, le 12 octobre courant :

Messieurs, je suis heureux des remercîments que vous avez bien voulu m'adresser pour ce que j'ai pu faire lors du congrès médical ; ma conduite m'était dictée, non-seulement par mes convictions personnelles, mais encore j'ai cru devoir agir ainsi dans l'intérêt du gouvernement du roi, et dans l'intérêt de la société tout entière qu'il ne cesse de protéger.

Les travaux du congrès ont été sérieux, comme on devait les attendre d'un corps aussi éclairé. La discussion a été bonne ; des médecins de toutes les parties de la France, accourus à Paris pour y apporter le tribut de leurs lumières, y ont pris part et l'ont souvent éclairée.

Je n'ai pas voulu, lors de la dernière session, présenter la loi que vous réclamez, parce que, d'abord, je n'étais pas prêt ; ensuite et surtout parce que j'ai pensé qu'il eût été dangereux de le faire, dans votre propre intérêt : nous étions à la fin d'une législature, et il faut à l'élaboration de cette loi, dont le sujet est nouveau pour beaucoup de ceux qui doivent la voter, plus de temps que la durée d'une session.

Il en est autrement, à présent que nous commençons une législature nouvelle et que nous avons une chambre d'un bel avenir. Aussi je vous promets et je prends l'engagement de déposer sur le bureau de la chambre des pairs et sur celui de la chambre des députés, le lendemain du jour où elles auront voté leurs adresses au roi, un projet de loi sur la nouvelle organisation médicale dont s'est occupé le congrès. Je crois cette loi d'une haute utilité ; les travaux sages et éclairés du congrès l'ont prouvé. (Extrait de la *Gazette des Hôpitaux*).

Tout en se livrant aux travaux d'intérêt général qui ont pour but la réalisation des vœux du congrès, la commission ne néglige aucune des questions de détail qui lui sont soumises dans sa correspondance ; ainsi les présidents de plusieurs associations médicales lui ayant témoigné leur étonnement de n'avoir pas reçu pour ces associations l'autorisation du gouvernement, elle a

chargé deux de ses membres de faire une démarche au ministère de l'intérieur à ce sujet.

D'autre part, la commission permanente des pharmaciens de l'arrondissement de Rouen l'ayant invitée à réclamer auprès du ministre de l'instruction publique contre la facilité avec laquelle des dispenses de baccalauréat ès lettres ont été accordées depuis six mois à la plupart des élèves en pharmacie qui en ont sollicité, elle a immédiatement adressé au ministre une lettre, dans laquelle elle s'est appliquée à faire ressortir tout ce qu'il y aurait d'injustice et de dangers à prolonger encore un système de tolérance qui a été porté à son extrême limite, qui n'est plus autorisé par aucun motif légitime, et qui aurait pour conséquence inévitable de créer deux ordres de pharmaciens séparés par de profondes différences, au moment où la suppression des jurys médicaux, votée par le congrès et appuyée de la conviction de M. de Salvandy lui-même, semble être une question définitivement jugée.

F. B.

Bibliographie.

Traité de Pharmacie théorique et pratique; par E. Soubeiran, Pharmacien en chef des Hôpitaux et Hospices civils de Paris, directeur de la Pharmacie centrale, professeur à l'École spéciale de Pharmacie, membre de l'Académie royale de Médecine. 3e édition. 2 vol. in-8. à Paris, chez V. Masson, libraire des Sociétés savantes près le ministère de l'Instruction publique, place de l'École de Médecine, 1.

Pharmacopée de Montpellier ou Traité spécial de Pharmacie, dans lequel on s'occupe des préparations pharmaceutiques, en les considérant au point de vue scientifique et philosophique, et au point de vue pratique, et dans lequel on fait ressortir tout ce qui se rattache à l'art de rendre les médicaments agréables; par M. Gay, professeur de pharmacie à l'École spéciale de pharmacie de Montpellier. 3 vol. in-8°; le premier volume est en vente à Montpellier chez l'auteur; à Paris, chez Baillière, libraire, rue de l'École-de-Médecine, 17.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

HEINTZ. — Sur la dumasine.

M. Kane avait désigné sous le nom de *dumasine* une substance huileuse qui s'était produite, en même temps que l'acétone, par la distillation sèche de l'acétate de chaux. Le chimiste anglais avait considéré ce corps comme un isomère du camphre $C^{10}H^{16}O$.

Comme il était difficile de se rendre compte du mode de génération de cette substance, et que d'ailleurs M. Kane avait employé de l'acétate de chaux, préparé avec du vinaigre pyroligneux, on pouvait attribuer la formation de la dumasine à des substances pyrogénées étrangères.

M. Heintz (1) a examiné le produit de la distillation de 2 p. d'acétate de plomb et de 1 p. de chaux, et il a reconnu que l'huile purifiée avait la composition $C^6H^{10}O$ et toutes les propriétés de l'éther mésitique de M. Kane (oxyde d'œnyle, Berzél.); il n'a pu y découvrir aucune substance qui eût la composition adoptée par le chimiste anglais.

M.-J. FORDOS ET A. GÉLIS. — Action du soufre sur la potasse, la soude et leurs carbonates.

Les produits de l'action du soufre sur la potasse et la soude, qu'on emploie journellement dans la pratique médicale, sont désignés sous les noms de *foie de soufre*, d'*hépar* et de *sulfure de potasse* et *de soude*. On en admet deux de composition différente : le foie de soufre *par la voie sèche*, qui se prépare avec les alcalis carbonatés et qu'on considère comme un mélange de polysulfure et de sulfate, et le foie de soufre *par la voie humide*, qu'on obtient au moyen des alcalis caustiques dissous dans l'eau, et dans lesquels, dit-on, le sulfate est remplacé par un hyposulfite d'une composition particulière.

(1) *Annal. de Poggendorff.* 1846, n° 6.

Il résulte des expériences de MM. Fordos et Gélis (1) que cette différence n'existe pas dans les deux produits.

Foie de soufre par la voie sèche. — Le soufre agit sur les carbonates de potasse et de soude à des températures très-différentes : avec le premier sel, la réaction s'établit au point de fusion du soufre ou à 108°, et se termine à une température qui ne dépasse pas 180° ; le carbonate de soude, au contraire, exige environ 275°.

Quand on dissout le produit dans l'eau, on y trouve un mélange de polysulfure et d'hyposulfite, sans sulfate. Les auteurs ont déterminé les proportions de ces deux composés en dosant le sulfure à l'aide d'une dissolution titrée de sulfate de zinc, et l'hyposulfite au moyen d'une dissolution alcoolique d'iode. Si l'on représente le carbonate employé par $CO^2, M^2O = CM^2O^3$, le résultat de l'analyse s'exprime par les équations suivantes (2) :

$$CM^2O^3 + S^4 = CO^2 + S^4M^2O$$

$$3S^4M^2O = 2M^2S^5 + S^2M^2O^3$$

Polysulfure Hyposulfite

Cette réaction avait déjà été indiquée par M Mitscherlich.

Si, au lieu de dissoudre dans l'eau le produit de l'action du soufre sur les carbonates, à une température modérée, on

---

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVIII, p. 87.

(2) Il est remarquable de voir, dans cette réaction, que S^4 déplace exactement du carbonate la quantité de gaz carbonique CO^2 qui serait elle-même déplacée par SO^3, comme si le soufre S^4 était un corps composé. SS^3 correspondant à ce dernier anhydride. Le produit brut de la réaction, avant d'avoir été traité par l'eau, correspondrait à son tour à un type sulfate sulfuré, et se dédoublerait par la dissolution en deux autres sulfates sulfurés.

Voici les formules qui feront comprendre ce rapprochement :

Anhydride sulfurique	SO^3
Corps sulfuré correspondant	SS^3
Sulfates	SM^2O^4
Produit direct de l'action du soufre sur les carbonates alcalins	$SM^2(OS^3)$
Polysulfures	SM^2S^4
Hyposulfites	$SM^2(O^3S)$

Il y a dans ces composés une symétrie de composition qui est certainement fort remarquable.

On connaît d'ailleurs encore une autre analogie entre le mode d'action du soufre et de l'anhydride sulfurique : c'est la manière dont ils se

chauffe jusqu'au rouge, on obtient un produit de couleur hépatique, dans la dissolution duquel on ne trouve pas d'hyposulfite ; mais elle contient alors du sulfate en même temps que du quintisulfure ; dans ce cas, on a donc :

$$CM^2O^3 + S^4 = CO^2 + S^4M^2O$$

$$4S^4M^2O = SM^2O^4 + 3M^2S^5.$$

Toutefois, suivant la température, une partie du quintisulfure peut aussi se décomposer de manière à rendre libre une certaine quantité de soufre.

MM. Fordos et Gélis ont très-bien fait ressortir ce fait que la dissolution du foie de soufre par la voie sèche renferme un mélange de sulfure et d'hyposulfite, et qu'il ne s'y trouve du sulfate que si l'on a chauffé au rouge. D'ailleurs, ils ont démontré aussi qu'en chauffant au rouge l'hyposulfite de potasse ou de soude, il se dédouble en un mélange de 1 éq. de quintisulfure et de 3 éq. de sulfate :

$$\underset{\text{Hyposulfite}}{4S^2M^2O^3} = \underset{\text{Sulfate}}{3SM^2O^4} + \underset{\text{Quintisulfure.}}{M^2S^5}$$

Comme le carbonate de soude n'est décomposé par le soufre qu'à la température de 280°, qui est fort voisine du point de décomposition de l'hyposulfite, il est difficile, avec ce carbonate, d'obtenir un foie de soufre exempt de sulfate.

Les carbonates de baryte et de chaux qui ne sont attaqués par le soufre qu'à une température très-élevée, dépassant de beaucoup la température appréciable au thermomètre à mercure, donneraient évidemment des produits ne contenant aucune trace d'hyposulfite.

---

comportent avec le sulfure hydro-potassique (sulfhydrate de sulfure de potassium) et l'oxyde hydro-potassique (hydrate de potasse). Cette analogie devient évidente par les équations suivantes :

$$SS^2 + 2KHS = H^2S + SK^2S^4$$

$$SO^3 + 2KHO = H^2O + SK^2O^4$$

De la même manière que l'anhydride sulfurique donne avec l'oxyde hydro-potassique de l'eau et du sulfate, le soufre bouilli avec le sulfure hydro-potassique dégage une quantité équivalente d'hydrogène sulfuré et produit du quintisulfure qui est un sulfate dans lequel tout l'oxygène est remplacé par du soufre. C. G.

Foie de soufre par la voie humide. — Quand on porte à l'ébullition, à l'abri du contact de l'air, une solution de potasse ou de soude caustique avec du soufre, il se dégage constamment de l'hydrogène sulfuré, et la liqueur se charge d'hyposulfite neutre et de sulfure sans sulfate.

D'après cela, le foie de soufre est toujours le même, qu'il soit préparé par la voie sèche ou par la voie humide. Cependant MM. Fordos et Gélis ont constaté que, dans la préparation par voie humide, la quantité d'hyposulfite varie à chaque opération et paraît être d'autant plus grande que l'ébullition du soufre avec l'alcali a été plus longtemps continuée. Ils ont observé aussi que le dégagement de l'hydrogène sulfuré est en rapport direct avec l'augmentation de l'hyposulfite.

D'après ces faits, il faut, ce me semble, considérer deux phases dans la réaction du soufre et de la potasse bouillante. La première, semblable à l'action du soufre sur l'hydrate ou sur le carbonate sec, serait celle-ci :

$$2KHO + S^4 = S^4K^2O + H^2O.$$

Par la dissolution dans l'eau, le produit S^4K^2O se dédouble, comme nous l'avons vu plus haut, en 1 équival. d'hyposulfite et 2 éq. de quintisulfure; mais comme on opère à la température de l'ébullition, ce même produit S^4K^2O peut se décomposer davantage et immédiatement, aux dépens des éléments de l'eau ; or,

$$S^4K^2O + 2H^2O = 2H^2S + S^2K^2O^3.$$

C'est-à-dire que l'eau peut le décomposer en hyposulfite et en hydrogène sulfuré. Cette seconde phase de la réaction dépendant de la durée plus ou moins grande de l'ébullition, on comprend pourquoi les quantités d'hyposulfite varient dans le produit.

MM. Fordos et Gélis interprètent les faits précédents d'une manière un peu différente, mais l'interprétation que je viens de donner me paraît préférable, à cause de sa simplicité.

J. NICKLÈS.— De la fermentation de l'acide tartrique et de ses produits.

Dans la préparation de l'acide tartrique par le tartre brut, il arrive souvent, pendant les chaleurs de l'été, que le tartrate

calcique, contenant encore des matières fermentescibles, se mette subitement à fermenter et se transforme, au bout de peu de temps, en un acide qu'on a pris longtemps pour de l'acide acétique.

A la suite d'un accident de ce genre, M. Noellner satura le produit par l'oxyde de plomb, et obtint ainsi de beaux octaèdres, qu'un examen attentif lui fit considérer comme le sel d'un acide particulier, distinct de l'acide acétique, et auquel il donna le nom d'*acide pseudo-acétique* (1). Une expérience entreprise avec du tartre brut sans addition de chaux ne fournit que de l'acide acétique.

Dans son rapport annuel de 1843, p. 132, M. Berzélius fut amené à envisager l'acide de M. Noellner comme un mélange d'acide acétique et d'acide butyrique. Cependant, M. Noellner avait obtenu un sel de plomb cristallisant en octaèdres, un sel de soude également octaédrique et un sel magnésien en mamelons, toutes formes qui ne se retrouvent pas dans les sels correspondants des acides acétique et butyrique.

M. Jérôme Nicklès vient de publier un travail (2) qui précise davantage la question en établissant par la voie de l'analyse la composition du produit de la fermentation tartrique. Quatre kilogrammes de tartre brut du commerce furent saturés par de la chaux; le liquide filtré fut bouilli avec du gypse; le tartrate calcique produit dans cette seconde réaction fut réuni au premier avec les matières organiques, et le tout exposé à un beau soleil d'été, à une température de 35 à 40° et souvent de 44°. Le dégagement de gaz a été très-lent, et ce n'est qu'après six semaines qu'il s'est produit de petites quantités d'un corps volatil qui possédait toutes les propriétés de celui qui va être décrit.

Il résulte d'ailleurs des expériences de M. Nicklès que le dédoublement de l'acide tartrique, par la fermentation, peut varier de trois manières : si cet acide se trouve libre ou en présence de la potasse, il se transforme en acide acétique et en acide

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. XXXVIII, p. 209.

(2) Thèse présentée à l'Ecole de Pharmacie de Strasbourg, le 18 juillet 1846.

carbonique ; si l'on remplace la potasse par la chaux, l'acide tartrique donne de l'acide carbonique, de l'acide acétique et de l'acide butyrique (*acide pseudo-acétique*) ; et enfin, dans des circonstances qui sont encore à déterminer, l'acide tartrique se transforme en acide carbonique, en acide acétique et en un acide nouveau, que M. Nicklès appelle *butyro-acétique*, attendu qu'il renferme les éléments des acides acétique et butyrique, et qu'on retrouve ces derniers parmi les produits de sa décomposition.

En dosant l'argent d'un sel qui avait été remis par M. Noellner à M. Nicklès, ce dernier obtint également le même résultat que M. Noellner; cependant l'acide ayant été mis en liberté par la décomposition du sel de plomb avec l'acide sulfurique, puis saturé par le carbonate d'ammoniaque et précipité par le nitrate d'argent à la température de l'ébullition, M. Nicklès obtint d'abord de belles aiguilles d'*acétate*, puis dans les eaux-mères de magnifiques dendrites de *butyrate* d'argent. Au reste, on peut, par le chlorure de calcium, opérer la séparation des deux acides; le chlorure de calcium ne dissout que l'acide acétique, tandis que l'acide butyrique vient se réunir à la surface sous forme huileuse.

M. Nicklès donne plusieurs indications nouvelles sur la manière dont se comporte un mélange d'acide acétique et d'acide butyrique. Ainsi l'acide butyrique ne précipite pas l'acétate de plomb, pour peu qu'il soit mélangé avec de l'acide acétique. L'influence de ce dernier va même encore plus loin : si l'on sature par de l'oxyde de plomb un mélange d'acide butyrique et d'acide acétique, et qu'on y verse de l'ammoniaque en excès, il se précipite, au bout de fort peu de temps, de petites aiguilles rosées d'un butyrate surbasique, soluble dans l'eau à la faveur d'un peu d'acétate interposé. Ce sel surbasique absorbe rapidement l'acide carbonique de l'air. Un mélange d'acétate et de butyrate barytiques est susceptible de dissoudre une grande quantité de chlorure de plomb, mais sans former de combinaison définie.

L'*acide butyro-acétique* présente des propriétés qui ne permettent pas de le considérer comme un simple mélange d'acide butyrique et d'acide acétique. Il fut obtenu par la décomposition

d'un sel de plomb qui avait séjourné à l'air pendant plus de deux ans ; son odeur est semblable à un mélange d'acide butyrique et d'acide acétique, mais plus suave ; il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. On l'obtient pur en décomposant son sel de soude par l'acide phosphorique. Il se rend alors à la surface du liquide, sous la forme d'une couche huileuse. Son point d'ébullition est à peu près à 140°. A chaud et en présence de l'acide sulfurique, il s'altère un peu et dégage du gaz sulfureux.

L'acide brut abandonne à l'éther un liquide qui produit avec la baryte une combinaison prismatique. Les cristaux de ce *sel barytique* tournoient sur l'eau comme le butyrate à même base : ils y sont très-solubles surtout à chaud, un peu solubles dans l'alcool absolu ; ils se conservent parfaitement à l'air, non sans développer toutefois une odeur de beurre rance. A 100° et dans un courant d'air sec, ce sel perd 3,25 p. c. d'eau ; à 200° il fond et en perd encore 2,80 p. c. Ainsi desséché, le sel renferme

$$[C^3(H^5Ba)O^2].$$

Par la distillation sèche, il produit un corps huileux non acide.

Les dernières eaux-mères déposent de l'acétate de baryte.

A l'aide du butyro-acétate de baryte, M. Nicklès a aussi préparé les *sels potassique et sodique*, qui sont déliquescents ; le *sel zincique* qui est soluble dans l'eau, mais se décompose par l'ébullition.

Le *sel calcique* forme des fibres soyeuses, efflorescentes à l'air et solubles dans l'eau ; le sel sec renferme :

$$[C^3(H^5Ca)O^2]$$

Le *sel argentique*

$$[C^3(H^5Ag)O^2]$$

s'obtient cristallisé en dendrites très-altérables à la lumière.

Le *sel cuivrique* cristallise en petits prismes obliques ; fort soluble dans l'alcool, il l'est au contraire très-peu dans l'eau ; mais qu'on ajoute à celle-ci de l'acide acétique, il se dissout et le mouvement propre aux butyro-acétates recommence avec toute son intensité. Chauffé à 100°, dans un courant d'air sec, il abandonne avec son eau une partie de son acide. Si, à partir

de ce point, la température s'élève brusquement au rouge sombre, la décomposition s'opère rapidement avec dégagement de gaz combustibles qui entraînent une partie du sel. Les produits de cette distillation sont : un liquide odorant formé d'acide butyro-acétique et d'un corps huileux insoluble dans l'eau, de l'acide carbonique et un carbure d'hydrogène, un résidu de cuivre métallique et de charbon. On n'a pas obtenu du sublimé blanc comme dans la distillation de l'acétate et du butyrate à même base.

L'acide butyro-acétique s'éthérifie aisément, avec l'alcool et l'acide sulfurique, en produisant un composé à odeur de fruits.

Quand on verse du chlorure de baryum dans une dissolution assez concentrée de butyro-acétate de plomb, on obtient d'abord un précipité assez intense qui disparaît par l'agitation; si l'on continue l'addition du chlorure, il arrive un moment où le précipité formé ne se redissout plus; si alors on filtre et qu'on abandonne à l'évaporation spontanée, il se sépare d'abord du chlorure de plomb, et enfin de magnifiques cristaux limpides qui paraissent appartenir au système du prisme à base carrée. Ils se dissolvent aisément dans l'eau et produisent à la surface de ce liquide les mouvements propres aux butyro-acétates. Les réactifs ordinaires y dénotent la présence du chlore (4,15 à 3,88 p. c.), du plomb (35,96 — 35,70) et du baryum (24,32 à 24,2).

L'acide butyrique dont M. Nicklès s'est servi dans quelques expériences comparatives avait été obtenu par le procédé de M. Schubert (1). Les proportions qui lui paraissent les plus avantageuses sont : 1 p. de chair musculaire sur 4 p. d'empois d'amidon. Ce procédé a sur celui de MM. Pelouze et Gélis, outre

---

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 40. Voici comment M. Liebig a mentionné (*Annal. der Chem. u. Pharm.*, LVII, 125), ce procédé qu'il venait de lire dans le journal d'Erdmann : « Cette nouvelle » méthode pour préparer l'acide butyrique donne un témoignage suffisant » de l'instruction scientifique de M. Schubert.... je ne conçois pas que la » rédaction d'un si estimable journal ait pu imprimer une erreur aussi » palpable (eine solche handgreifliche Unwahrheit). Par ce procédé on » peut obtenir de la chair putride, mais point d'acide butyrique.»

l'économie, l'avantage d'être plus sûr, de réussir même sur une petite échelle et aux températures les plus variables.

M. Nicklès termine cet intéressant travail en insistant sur les caractères de son nouvel acide, qui doivent le faire ranger au nombre des acides unibasiques. En considérant la composition de l'acide butyro-acétique, on remarque qu'il est un isomère de l'acide métacétonique, obtenu l'année dernière par M. Gottlieb (1), par la potasse et le sucre. M. Nicklès n'a pas eu à sa disposition assez de documents pour établir l'identité de ces deux acides.

C.-W. HEMPEL. — **Sur les produits de l'oxydation de l'essence de fenouil par l'acide chromique.**

Cette note (2) a pour objet de rectifier les indications de M. Persoz (3), d'après lesquelles on obtiendrait deux acides nouveaux, l'*acide ombellique* et l'*acide badianique*, en faisant agir un mélange d'acide sulfurique et de bichromate de potasse sur les essences d'anis, de badiane et de fenouil.

L'examen des propriétés et l'analyse de ces deux produits ont démontré à M. Hempel que les acides de M. Persoz se confondent avec un acide déjà connu des chimistes, sous le nom d'*acide anisique* ou *draconique* $C^8H^8O^3$, acide complétement étudié par les travaux de MM. Cahours et Laurent.

Je rappellerai à cette occasion que la note de M. Persoz renferme, en outre, l'annonce d'un troisième acide nouveau, l'*acide cyminique*, obtenu, comme les précédents, par l'action de l'acide chromique sur l'essence de cumin. J'ai déjà fait remarquer ailleurs (4) que ce nouveau corps n'est autre que l'*acide cuminique* $C^{10}H^{12}O^2$, que j'ai découvert avec M. Cahours, bien avant la publication du savant chimiste de Strasbourg, et qui se trouve complétement décrit, analysé et étudié sous le rapport des métamorphoses, dans les Annales de chimie et de physique, 3e série, t. I, p. 70.

---

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 17.

(2) *Ann. der Chemie und Pharm.*, t. LIX, p. 104.

(3) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XIII, p. 433.

(4) *Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1845, p. 75.

SACC. — Préparation du xanthate de potasse et décomposition de ce sel par la chaleur (1).

Lorsqu'on prépare le xanthate de potasse (carbovinate bisulfuré potassique, G.) en se servant d'alcool à brûler du commerce, il est rare, quand la température n'est pas assez basse, que ce sel s'en sépare spontanément et sans addition d'éther. Il faut alors évaporer le mélange au bain-marie, ce qui n'a pas d'inconvénients tant qu'il reste au-dessus de 50° C.; mais au-dessus de cette température le sel devient orangé, par suite d'une décomposition d'autant plus rapide que la température approche davantage de 100°. Cette coloration est due à une substance qui se rassemble au fond de la cornue sous la forme d'une huile pesante, d'un bel orangé foncé. Lorsqu'on la concentre, elle donne une grande quantité de cristaux, assez analogues à ceux de l'hydrochlorate d'ammoniaque; ils sont formés de sulfocarbonate de potasse, souillé par des traces de bisulfure de potassium.

Abandonnés au contact de l'air, ils perdent bientôt leur teinte jaune primitive et se transforment tout entiers et sans dépôt de soufre, mais en dégageant de l'hydrogène sulfuré, en hyposulfite et surtout en bicarbonate de potasse. Ce dernier est bien reconnaissable à sa réaction avec les sels de baryte; filtrés de dessus le précipité qu'il y forme à froid, ceux-ci précipitent une nouvelle portion de carbonate barytique, si on les chauffe à l'ébullition, car alors on dégage l'excès d'acide carbonique qui tenait en dissolution le carbonate barytique.

La décomposition qu'éprouve le xanthate de potasse au-dessous du point d'ébullition de l'eau, est bien exprimée par l'équation suivante :

$$2[C^3(H^5K)(OS^2)] + 2H^2O = CK^2S^3 + 2C^2H^6O + H^2S + CO^2.$$

Cette équation, d'accord avec l'expérience, fait voir qu'en s'appropriant les éléments de l'eau, 2 équivalents de xanthate produisent 1 éq. de sulfocarbonate de potasse, 2 éq. d'alcool normal, 1 éq. d'hydrogène sulfuré et 1 éq. d'anhydride carbonique.

---

(1) Communication particulière de M. le professeur Sacc.

La manière la plus facile de préparer le sel qui nous occupe, consiste à verser dans de l'alcool absolu un excès de potasse caustique bien pure et un excès de sulfure de carbone; au moment où s'opère le mélange, il se prend en une masse solide formée d'aiguilles soyeuses entrelacées, qu'on jette sur un filtre, où on la lave avec de l'éther; puis on la dessèche rapidement entre des doubles de papier joseph et sur de l'acide sulfurique concentré.

Quant à la décomposition subie au contact de l'air par le sel qui cristallise de la solution lourde et orangée, elle s'explique facilement en admettant que 2 équivalents de sulfocarbonate s'approprient les éléments de 5 éq. d'eau et de 4 éq. d'oxygène, car :

$$2CK^2S^3 + 5H^2O + O^4 = \underset{\text{Bicarbonate.}}{2C(KH)O^3} + 4H^2S + \underset{\text{Hyposulfite.}}{S^2K^2O^3}.$$

Lorsqu'on mêle du xanthate de potasse sec avec une quantité d'eau distillée insuffisante et qu'on soumet ce mélange à la distillation sur un feu de charbon très-modéré, on le voit, entre 30° et 35°, se colorer en orange au fond de la cornue; la teinte s'étend à mesure que le mélange s'échauffe; à 85° elle est générale; à 100° elle se fonce, des gaz se dégagent; il passe deux fluides de densité différente; accompagnés de l'odeur de l'alcool sulfuré (mercaptan); le fluide le plus lourd, transparent d'abord, ne tarde pas à montrer à sa surface de petits points blancs qui, peu à peu et au contact de l'air, s'étendent, l'enveloppent et se transforment, au bout d'un jour, en une poudre blanche qui tombe au fond du vase et n'est due qu'à du soufre très-divisé provenant de l'oxydation partielle de l'hydrogène sulfuré. La liqueur jaune qui reste dans la cornue ne contient que du monosulfure de potassium, avec de faibles traces de polysulfure.

Quant à la liqueur distillée, on l'agite avec de l'eau pure, on sépare l'eau avec une pipette, et après avoir sursaturé avec du carbonate de potasse, on distille au bain-marie : ce qui passe, est de l'alcool normal pur. On mêle ce qui ne s'est pas dissous dans l'eau avec un excès de chlorure de calcium, et l'on distille aussi; il ne passe que du sulfure de carbone. L'alcool et le sulfure de carbone ainsi séparés retiennent tous deux l'odeur du mercaptan, qui s'y trouve mélangé en quantité inappréciable,

comme on s'en assure d'ailleurs en examinant le résidu de la distillation formé presque entièrement de monosulfure de potassium. On s'explique cette décomposition par l'addition de 2 éq. d'eau de à 2 éq. de xanthate de potasse, car

$$2[C^2(H^5K)(OS^2)] + 2H^2O = 2C^2H^6O + CS^2 + H^2S + CO^2 + K^2S.$$

Lorsqu'on soumet le xanthate de potasse seul à la distillation sèche dans un bain d'huile à 200°, il se colore de la circonférence au centre en bel orange qui passe ensuite au noir, et il distille deux fluides de densité différente, accompagnés d'hydrogène sulfuré et d'oxyde de carbone : la cornue retient du bisulfure.

La liqueur distillée traitée par l'eau ne lui cède rien ; elle ne contient donc pas d'alcool. Traitée par un excès de chlorure de calcium solide, elle lui cède de l'eau et produit un fluide huileux homogène, excessivement fétide, presque insoluble dans l'eau qui en prend l'odeur, et se combinant en totalité avec les sels de plomb qu'il précipite en jaune, sans laisser tomber au fond de l'eau des gouttelettes de sulfure de carbone ; celui-ci ne se trouve donc pas dans le fluide. Traité par l'oxyde de mercure, le fluide huileux s'y combine avec autant de violence que le mercaptan pur ; le mélange se solidifie entièrement ; repris par l'alcool bouillant, ce produit se dépose par le refroidissement, sous forme d'écailles brillantes et argentées, analogues sous tous les rapports à celles du mercaptate de mercure (alcool sulfuré mercurique, G.). Lorsque la distillation a été faite à 200°, le résidu qui est dans la cornue n'est jamais totalement décomposé ; aussi est-il impossible d'en faire l'analyse, qui n'amènerait qu'à des résultats contradictoires. En opérant, au contraire, à feu nu, il n'y reste, comme nous l'avons dit plus haut, que du bisulfure de potassium, soluble dans l'alcool, ainsi qu'une grande quantité de charbon, qui se précipite en écailles brillantes. Pour interpréter cette réaction, on est obligé d'opérer sur 2 éq. de xanthate, qui donnent alors :

$$2[C^3(H^5K)(OS^2)] = C^2H^6S + H^2S + H^2O + CO + K^2S^2 + C^3$$

Il a été impossible à M. Sacc d'obtenir, dans la distillation sèche du xanthate de potasse, cette foule de nouveaux corps qu'uu chimiste bien connu prétend y avoir découverts ; trois ex-

périences successives faites sur de fortes quantités de matière (de 250 à 500 grammes), l'ont conduit identiquement aux mêmes résultats, et l'on peut donc les considérer comme parfaitement établis.

La simplicité des réactions étudiées par M. Sacc fournit un nouvel argument à l'appui de leur vérité. « D'ailleurs, dit en terminant M. Sacc, lorsqu'on considère la grande analogie qui existe entre la production du mercaptan par le xanthate potassique et celle de cette huile par le procédé ordinaire, il est impossible de ne pas être frappé immédiatement de cette circonstance que, dans l'un et l'autre cas, ce composé naît de la combinaison réciproque de l'oxyde éthylique et du sulfide hydrique, au moment où ils se dégagent des deux corps, dans lesquels ils se trouvaient d'abord en combinaison chimique, mais groupés d'une autre manière. »

LEVOL.— Sur l'arséniate ammoniaco-magnésien.

M. Levol annonce (1), comme un fait nouveau, l'existence de l'arséniate ammoniaco-magnésien, analogue au phosphate, si remarquable par son insolubilité, et dont M. Frésénius a récemment proposé l'emploi pour le dosage de l'acide phosphorique et de la magnésie (2).

Cependant cet arséniate a déjà été décrit et analysé par M. Wach (3), qui lui assigne la composition :

$$[As(Mg^2H)O^4,NH^3 + 6\ aq.]$$

La formule adoptée par M. Levol diffère de la précédente par 1 éq. d'eau de cristallisation en moins; il n'indique pas les détails de ses analyses, cependant il est à remarquer que le phosphate ammoniaco-magnésien renferme aussi 6 éq. d'eau, d'après les déterminations concordantes de MM. Otto et Wach.

Voici d'ailleurs les indications de M. Levol sur l'arséniate.

On obtient ce sel comme le phosphate correspondant, c'est-à-dire en versant un sel double ammoniaco-magnésien soluble

(1) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XVII, p. 501.

(2) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 297.

(3) *Journ. f. Chemie u. Phys.*, par Schweigger, t. LIX, p. 288.

dans la liqueur contenant l'acide arsénique, après l'avoir préalablement rendue ammoniacale; comme le phosphate, il ne paraît pas d'abord, mais seulement après quelques instants, à moins qu'on ne l'agite; il se dépose de même sous forme de petits cristaux, sur les parois des vases. Son insolubilité peut aussi être comparée à celle du phosphate : 1 p. d'acide arsénique, étendue de 56818 p. d'eau ammoniacalisée, a été rendue sensible peu de temps après l'addition de quelques gouttes d'une solution concentrée de sulfate ammoniaco-magnésien. Il serait difficile de citer deux sels plus exactement comparables l'un à l'autre que le phosphate et l'arséniate dont il s'agit.

M. Levol a employé l'arséniate dans un cas fort épineux d'analyse, celui de la séparation quantitative des acides arsénique et arsénieux, ce dernier acide ne formant point de sel double avec l'ammoniaque et la magnésie. Lorsqu'on a recueilli le précipité, on le dessèche, puis on le calcine jusqu'au rouge, en le tenant alors avec soin à l'abri de toute influence réductive; il reste de l'arséniate magnésien [As^2O^5, $2Mg^2O = As^2Mg^4O^7$], équivalant à 55,74 p. 100 de l'arséniate ammoniaco-magnésien, lesquels représentent 41,02 As^2O^5 (1).

L'auteur pense qu'en raison de l'extrême insolubilité du composé qu'ils sont susceptibles de produire avec l'acide arsénique, les sels doubles ammoniacaux magnésiens pourraient être fort utiles pour combattre l'empoisonnement par cet acide.

L.-E. JONAS. — Préparation du ferrocyanure de zinc.

On peut obtenir ce sel en mettant en digestion, à l'aide d'une douce chaleur, du zinc métallique avec du bleu de Prusse en poudre, délayé dans de l'acide hydrochlorique (2). Il se dégage du gaz hydrogène, et le liquide perd peu à peu sa couleur bleue. Cependant la réaction ne se termine qu'au bout de quelques jours. Si le zinc renferme du plomb, celui-ci se dépose à l'état métallique.

---

(1) Selon l'analyse de Wach, l'arséniate ammoniaco-magnésien laisserait 53,38 arséniate magnésien = 39,45 As^2O^5. C. G.

(2) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVII, p. 252.

R. HERMANN. — Composition des phosphates de cuivre naturels.

Nulle part les phosphates de cuivre ne sont aussi répandus que dans les mines de Nischnotagilsk, dans les monts Oural. M. Hermann a eu l'occasion de soumettre à de nouvelles analyses de beaux échantillons des minéraux de ce gisement (1).

Voici comment il a procédé pour en déterminer la composition : il calcina d'abord le minéral réduit en poudre fine pour en trouver l'eau, fit fondre le produit de la calcination avec 4 fois son poids de soude caustique, en chauffant jusqu'au rouge ; épuisa par l'eau bouillante et pesa l'oxyde de cuivre resté à l'état insoluble, après l'avoir calciné à son tour. L'acide phosphorique fut ensuite déterminé par différence, après qu'on s'était assuré de l'absence des oxydes de fer et de manganèse dans l'oxyde de cuivre, ainsi que de l'alumine et de l'acide manganique dans la solution alcaline.

Le *libéthénite* de Tagilsk a donné : oxyde de cuivre 65,89 ; acide phosphorique 28,61 ; eau 5,50. M. Hermann en déduit les rapports : [P^2O^5, $4Cu^2O$, 1 1/2 H^2O]. Ces résultats diffèrent un peu de ceux qu'avait obtenus M. Kühn avec le même minéral de Libethen (oxyde de cuivre 66,94 ; ac. phosph. 29,44 ; eau 4,01), ainsi que des résultats de M. Berthier (oxyde de cuivre 63,9 ; ac. phosph. 28,7 ; eau 7,4).

Le *dihydrite* (phosphate de cuivre prismatique) a donné : oxyde de cuivre 68,2 ; ac. phosph. 25,3 ; eau 6,28 — 6,69. Ces déterminations conduisent aux rapports [P^2O^5, $5Cu^2O$, $2H^2O$]. Arfwedson avait trouvé sensiblement les mêmes rapports dans un phosphate de Rheinbreitenbach.

Le *phosphorochalcite* est le plus répandu des phosphates de cuivre. M. Hermann en a analysé trois échantillons :

	(a) de Tagilsk	(b) de Tagilsk	(c) du Virneberg, près de Rheinbreitenbach.
Oxyde de cuivre	68,75	67,73	67,25
Acide phosphorique	23,75	23,47	24,55
Eau	7,50	8,80	8,20

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVII, p. 175.

A part l'eau qui est un peu plus forte, ce phosphate avait donc la même composition que le dihydrite [P^2O^5, $5Cu^2O$, 2 1/2 H^2O].

Les analyses de Klaproth, Kühn et Lynn diffèrent beaucoup de celles de M. Hermann ; il paraîtrait néanmoins que Lynn avait eu entre les mains un autre minéral.

Sous le nom d'*ehlite*, on a désigné un phosphate de cuivre naturel, qu'on a rencontré à Ehl, près de Rheinbreitenbach. M. Hermann trouve dans celui de Tagilsk : oxyde de cuivre 66,86 ; acide phosphorique 23,14 ; eau 10,00.

Ce minéralogiste désigne, sous le nom de *tagilithe*, un phosphate de cuivre terreux qui se rencontre à Tagilsk, sur le fer hydraté, sous forme de dépôts mamelonnés ou spongieux. Il est d'un vert d'émeraude, présente la dureté du spath calcaire et se détache aisément du minéral ferrugineux. Son poids spécifique est d'environ 3,50. Il se dissout dans les acides, sans dégager de gaz.

M. Hermann y a trouvé : oxyde de cuivre 61,29 ; acide phosphorique 26,44 ; eau 10,77 ; oxyde de fer 1,50. Ces nombres équivalent aux rapports : [P^2O^5, $4Cu^2O$, $3H^2O$].

Enfin, il faut encore compter parmi les phosphates de cuivre naturels qu'on rencontre à Tagilsk, le *trombolithe*, déjà décrit par M. Plattner, et qui est remarquable par sa cassure conchoïde. M. Plattner y avait trouvé : oxyde de cuivre 39,2 ; ac. phosph. 41,0 ; eau 16,8 ; c'est-à-dire : [P^2O^5, 1 1/2 Cu^2O, $3H^2O$].

Le mémoire de M. Hermann contient, en outre, quelques indications sur un nouveau gisement du *phénakite* ; il a rencontré ce minéral dans le granite, à l'est du lac Ilmen, à quelques werstes de Miask, accompagné de topaze et de stilbite bleuâtre.

A l'exception du trombolithe qui est un phosphate acide

$$P(Cu_{\frac{1}{2}}H_{\frac{1}{2}})O^4 + 3/4 \text{ aq.},$$

on voit que les phosphates de cuivre, analysés par M. Hermann, appartiennent à deux types de sous-phosphates : $PM^3O^4 + M^2O$ et $PM^3O^4 + 2M^2O$:

1er *type.*

Libéthénite. . . . . $PCu^3O^4,CuHO + 1/4$ aq.
Tagilithe. . . . . . . $PCu^3O^4,CuHO +$ aq.

2e *type.*

Dihydrite. . . . . . $PCu^3O^4,2CuHO$
Phosphorochalcite. . $PCu^3O^4,2CuHO + 1/4$ aq.

Nous aurons plus tard l'occasion de rendre compte d'un travail de M. Rammelsberg sur d'autres phosphates naturels, où nous retrouverons les mêmes types de sous-phosphates.

R. HERMANN. — Analyse du diopside blanc.

M. Hermann a trouvé (1) dans le diopside blanc d'Achmatowsk :

Silice.	53,97
Chaux.	25,60
Magnésie.	17.86
Prot. de fer.	2,00
Prot. de manganèse..	0,57
	100,00

Cette analyse correspond à la formule d'un bisilicate du type $Si^4M^4O^6$:

$$[Si^4(Ca^2Mg^2)O^6].$$

R. HERMANN. — Sur le chiolithe, nouveau minéral.

On rencontre, dans le granit du district de Miask en Russie, un minéral blanc qui a beaucoup de rapports avec la cryolithe, mais dont la composition n'est pas la même.

Ce nouveau minéral, auquel M. Hermann donne le nom de *chiolithe* (de χιών, neige, et λίθος, pierre), est en masses compactes et grenues, quelquefois spathiques ou feuilletées. Les parties lamellaires sont assez translucides et donnent au minéral un aspect tel qu'on le croirait imprégné d'humidité ou de matière grasse. Les faces de clivage se coupent sous un angle de 66°.

Sa dureté est celle du spath fluor ; son éclat est compris entre celui du verre et celui de la graisse. Sa densité est de 2,72.

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVII, p. 191.

Il fond déjà au-dessous du point de fusion du verre, sans donner une trace d'eau. Chauffé dans un tube ouvert, il donne manifestement la réaction de l'acide hydrofluorique.

Il fond aisément avec le borax et avec le phosphate, en donnant des verres incolores.

Délayé dans l'acide sulfurique, le minéral en poudre dégage beaucoup d'acide hydrofluorique. Le carbonate d'ammoniaque précipite de la solution de l'alumine pure ; le liquide séparé du précipité est du sulfate de soude également pur, sans potasse ni lithine.

M. Hermann a trouvé dans le chiolithe :

Aluminium.	18,69
Sodium.	23,78
Fluor.	57,33
	100,00

Ces nombres donnent [$3NaF + 2Al^2F^3$]. Le cryolithe renferme, pour la même quantité de fluorure sodique, la moitié seulement du fluorure aluminique contenu dans le chiolithe [$3NaF + Al^2F^3$]. Pour faire ressortir davantage ces rapports, en même temps que la constance du type fluorure MF, représentons $\frac{2Al}{3}$ (aluminicum) par Alβ, et nous aurons :

MF	Un fluorure quelconque.
$Na_{\frac{1}{3}}Al_{\frac{2}{3}}\beta F$.	Chiolithe.
$Na_{\frac{1}{2}}Al_{\frac{1}{2}}\beta F$.	Cryolithe.

Le chiolithe est donc un fluorure dans lequel 1/3 de la base est représenté par du sodium et les autres 2/3 par de l'aluminicum ; dans le cryolithe ces deux métaux constituent aussi la base, mais par moitiés égales.

PÉLIGOT. — Sur la composition de quelques verres fabriqués en Bohême.

La composition du verre blanc de Bohême paraît varier assez peu dans les nombreuses fabriques de ce pays. M. Péligot (1) a analysé divers échantillons de verre parfaitement pur et inco-

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXII, p. 547.

lore, et tous ont fourni, à peu de chose près, les mêmes résultats. Leur composition est représentée par les nombres suivants :

Silice.	76
Potasse.	15
Chaux.	8
Alumine.	1
	100

La composition du *verre-agate* de Bohême ou *verre pâte de riz* est remarquable. C'est un silicate simple de potasse dont la demi-opacité est due à la vitrification incomplète qui a laissé des grains de quartz non fondus interposés dans la masse. Il contient, d'après les analyses de M. Péligot : silice, 80,9; potasse, 17, 6; alumine et trace d'oxyde de fer, 0,8 ; chaux, 0,7.

Ce verre n'attire point l'humidité de l'air ; l'eau bouillante ne l'attaque même pas à l'aide d'une ébullition prolongée. Il diffère du *verre soluble* de Fuchs, en ce qu'il renferme environ 10 p. 100 de silice de plus.

Un échantillon d'*aventurine artificielle* de Venise a donné : silice, 67,7 ; chaux, 8,9 ; sesquioxyde de fer, 3,5 ; oxyde d'étain, 2,3; cuivre métallique, 3,9 ; oxyde de plomb, 1,1 ; potasse, 5,5 ; soude, 7,1.

La fabrication des glaces coulées n'existe point en Allemagne. Toutes les glaces sont d'abord soufflées sous forme de manchons, puis étendues dans un four particulier disposé à peu près comme celui qui sert à étendre le verre à vitre; elles sont enfin polies par les procédés ordinaires. M. Péligot a trouvé dans un échantillon de *verre à glaces soufflées* : silice, 67,7; chaux, 9,9; alumine, 1,4; potasse, 21,0.

A. LAURENT. — Composition du sucre de gélatine.

Le sucre de gélatine, l'acide nitrosaccharique et leurs combinaisons ont été analysés par MM. Mulder et Boussingault. Les résultats auxquels ces chimistes sont arrivés, tendraient à faire considérer ces deux composés comme des acides bi- et quadribasiques.

M. Laurent a repris l'analyse du sucre de gélatine (1), et il y

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXII, p. 789.

a trouvé : carbone, 32,1; hydrogène, 6,66; azote, 18,95, c'est-à-dire exactement les nombres exigés par la formule

$$C^2H^5NO^2,$$

que j'avais proposée (1) en remplacement de celles de MM. Boussingault et Mulder.

Cette formule se trouve d'ailleurs confirmée par l'intéressante métamorphose découverte par M. Dessaignes avec l'acide hipparique (2).

A. LAURENT. — Composition du benzoate d'hydrure de benzoïle.

Un produit cristallin, obtenu par M. Pelouze dans l'action du chlore humide sur l'essence d'amandes amères, a donné à M. Laurent (3) la même composition qu'à l'acide benzoïque.

Mais ce corps possède une composition qui le distingue aisément de cet acide : lorsque, après l'avoir dissous dans l'alcool très-faible, on y verse de l'ammoniaque, il se convertit, au bout de vingt-quatre heures, en benzamide.

Ayant voulu préparer ce corps pour l'étudier plus complétement, M. Laurent n'obtint que du benzoate d'hydrure.

Une nouvelle analyse de ce dernier corps a confirmé les résultats que ce chimiste a publiés sur ce corps il y a deux ans. Ces résultats ne s'accordaient pas avec ceux de M. Liebig ; voici les nouveaux nombres de M. Laurent : carbone, 76,2; hydrogène, 5,45. D'après la formule $C^{28}H^{24}O^5 = [C^7H^6O^2 + 3C^7H^6O]$, il aurait fallu obtenir : carbone, 76,35; hydrogène, 5,45.

A. LAURENT. — Sur l'asparamide potassée.

Lorsqu'on traite l'asparamide pulvérisée par une dissolution de potasse solide dans l'alcool, il se forme immédiatement une matière sirupeuse, insoluble ou peu soluble dans le liquide surnageant; lavée à plusieurs reprises avec de l'alcool, puis

(1) *Précis*, t. II, p. 442.

(2) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 73.

(3) *Comptes rendus de l'Acad. des Sciences*, t. XXII, p. 789.

desséchée, elle a donné à M. Laurent (1) la composition suivante :

$$C^4(H^7K)N^2O^2.$$

On sait que M. Piria a déjà obtenu une combinaison analogue avec le cuivre.

A. LAURENT. — Combinaisons chlorées du styrol.

Par l'action du chlore sur le styrol, M. Laurent a obtenu deux nouvelles combinaisons (2), dont les réactions et les formules viennent encore confirmer les idées que ce chimiste a émises sur les combinaisons chlorées.

L'une d'elles se représente par

$$C^8(H^7Cl)$$

le styrol étant C^8H^8. On l'obtient en traitant par la potasse le chlorure de styrol $C^8H^8Cl^2$. L'autre se représente par le styrol dont 2 éq. d'hydrogène seraient remplacés par 8 éq. de chlore.

C. RAMMELSBERG. — Sur le chromate de chrome.

Lorsqu'on mélange une solution d'alun de chrome avec une solution de chromate neutre de potasse, les premières parties déterminent une coloration rouge brun ; plus tard il se produit un précipité brun, surnagé d'un liquide très-jaune.

Ce précipité se dissout dans l'acide hydrochlorique avec une couleur vert jaunâtre ; l'ammoniaque précipite de l'oxyde de chrome en laissant de l'acide chromique en dissolution. Mis en digestion avec de la potasse, il donne aisément du chromate de potasse et de l'oxyde de chrome.

M. Rammelsberg (3) y admet les rapports [$3Cr^4O^3, 2Cr^2O^3, 9H^2O$].

C. RAMMELSBERG. — Distillation sèche de l'oxalate ferreux.

L'oxalate ferreux [$C^2Fe^2O^4+2$ aq.] fut desséché à 120° et

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXII, p. 790.

(2) *Ibid.*

(3) *Annal. de Poggend.*, t. LXVIII, p. 276.



chauffé dans une cornue jusqu'au rouge. Il se dégagea un mélange gazeux d'oxyde de carbone et d'acide carbonique, et il resta 41,83 pour 100 d'un résidu noir, contenant : 31,15 fer, 10,35 oxygène et 0,34 charbon (1).

PÉLIGOT.—Sur un procédé saccharimétrique.

On sait que les alcalis, par exemple la chaux, exercent une action essentiellement différente sur le sucre et sur le glucose ; tandis que le premier se combine avec les alcalis, en formant des composés dont on peut de nouveau séparer le sucre sans qu'il ait subi la moindre altération, le glucose, tout en se combinant avec ces mêmes alcalis, donne des produits tellement éphémères, qu'il est impossible de les conserver intacts au delà de quelques instants. La destruction du glucose est même instantanée si l'on favorise la réaction par la chaleur. Comme une quantité donnée de sucre se combine toujours avec une proportion définie de chaux, il suffit donc de saturer cette combinaison avec une quantité connue d'acide sulfurique, afin de connaître la quantité de sucre. Les détails de ce procédé, qui intéresse l'industrie sucrière, sont indiqués avec soin dans le mémoire de M. Péligot (2).

A.-J. POUMARÈDE.—Réduction des persels de fer par le zinc métallique.

Le zinc métallique réduit les persels de fer à l'état de protosels, en précipitant en même temps du fer métallique, souvent à l'état de paillettes brillantes. Les dosages de M. Poumarède (3) conduisent à admettre que le fer précipité est sensiblement le tiers de celui qui reste en dissolution, de manière que la réaction s'établit donc d'après l'équation suivante ($Fe\beta = 2/3 Fe$) :

$$6SFe^{2}\beta O^{4}$$

Ou bien

$$S^{6}Fe^{8}O^{24} + Zn^{6} = 3SFe^{2}O^{4} + 3SZn^{2}O^{4} + Fe^{2}.$$

(1) *Annal. de Poggend.*, t. LXVIII, p. 276.

(2) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXII, p. 936.

(3) *Ibid.*, p. 948.

En suroxydant le mélange des protosels qui résulte d'une première réduction, on peut précipiter une nouvelle quantité de fer, et arriver ainsi, par des opérations successives, à précipiter tout le fer d'une dissolution.

Si l'on opère sur des solutions étendues, il se dégage ordinairement une certaine quantité d'hydrogène qui provient, selon l'auteur, d'une décomposition secondaire, opérée sur l'eau par le fer mis en liberté; en effet, le zinc se recouvre toujours d'une fort légère couche d'oxyde de fer.

Selon M. Poumarède, les solutions de nickel, de manganèse et même d'alumine, donneraient des résultats analogues.

J. PIERRE. — Recherches sur la dilatation des liquides.

Nous n'extrairons de ce grand travail (1) que les faits qui intéressent plus particulièrement les chimistes.

Plusieurs méthodes se présentent pour étudier la dilatation des liquides à différentes températures. M. Pierre a choisi la plus directe et la moins difficile sous le rapport de la pratique; cette méthode, déjà suivie par MM. Gay-Lussac, Despretz et Muncke dans leurs expériences sur le même sujet, consiste à construire avec chaque liquide des thermomètres semblables aux thermomètres ordinaires, et à comparer la marche de ces divers thermomètres avec celle du thermomètre étalon, vérifié avec le plus grand soin.

Les liquides examinés par M. Pierre sont au nombre de douze, savoir : l'eau, l'alcool, l'esprit de bois, le sulfure de carbone, l'éther hydrique ordinaire, l'éther hydrochlorique de l'alcool, les éthers hydrobromique et hydriodique de l'alcool et de l'esprit de bois, l'éther formique de l'alcool, l'éther acétique de l'esprit de bois. Tous ces liquides ont été préparés exprès et analysés pour qu'on fût assuré de leur pureté. De même, M. Pierre en a déterminé le poids spécifique à 0° ; comme il est toujours facile de reproduire à volonté cette température et de la maintenir constante, le poids spécifique d'un liquide devient alors un caractère presque aussi déterminatif que la constance de sa température d'ébullition.

(1) *Annal. de Chim. et de Phys.* t. XV, p. 325.



Aucun des douze liquides sur lesquels M. Pierre a expérimenté n'a donné un coefficient de dilatation constant, et si l'on excepte l'eau qui présente une anomalie à raison de son maximum de densité, tous ces liquides ont un coefficient de dilatation qui décroît avec la température.

Si l'on prenait pour point de départ la température de son maximum de densité, l'eau suivrait la règle générale pour les températures plus élevées; mais pour les températures plus basses que celles du maximum de densité, le coefficient de dilatation de l'eau croît encore, et même beaucoup plus rapidement que pour les températures supérieures.

Tous les autres liquides se dilatent beaucoup plus que l'eau, et tous suivent une loi de dilatation différente, en partant de 0 degré. De ces douze liquides, l'eau seule possède un maximum de densité. Si M. Muncke en a trouvé un pour l'alcool et pour l'éther, cela tient, suivant M. Pierre, à la présence dans ces liquides d'une certaine quantité d'eau.

Quant à l'emploi de ces liquides comme substances thermométriques, il résulte des observations de M. Pierre, que, comparé au thermomètre à mercure, le thermomètre à eau est le plus défectueux de tous les thermomètres ainsi construits; les moins défectueux sont les thermomètres construits avec l'éther ordinaire, le chlorure d'éthyle et le bromure de méthyle. L'un des plus défectueux, après le thermomètre à eau, est aussi le thermomètre à sulfure de carbone; ce fait mérite d'être noté, car le sulfure de carbone avait été, à diverses époques, proposé comme liquide thermométrique. Le thermomètre à alcool et celui à esprit de bois peuvent être rangés sur la même ligne, sous le rapport de leurs indications; cependant vers + 39 ou 40 degrés, leurs indications peuvent différer de 2°, 5 au moins de celles du thermomètre à mercure, et même, au-dessous de 0 degré, ces écarts sont encore plus forts, puisqu'ils peuvent aller jusqu'à 5 ou 6 degrés.

M. Pierre résume, dans le tableau suivant, les propriétés principales des liquides qui ont servi à ses déterminations.

DÉSIGNATION des SUBSTANCES.	FORMULE *.	POIDS spécifique à 0 degré.	TEMPÉRATURE d'ébullition.	PRESSION sous laquelle a été observée cette température.	COEFFICIENT de dilatation à la limite inférieure des observations.	LIMITE inférieure des observations.	COEFFICIENT de dilatation à la limite supérieure des observations.	LIMITE supérieure des observations.
Eau.	H^2O.	° 0,99988	° 100,0	m. 0,7600	0,000 213 616	° —13,14	0,000 430 139	° 97,72
Alcool.	C^2H^6O. . .	0,81509	78,3	0,7580	0,060 994 456	—32,22	0,001 194 785	76,73
Esprit de bois.	CH^4O. . . .	0,82074	66,3	0,7590	0,001 131 647	—37,99	0,001 348 109	69,38
Sulfure de carbone.	CS^2.	1,29312	47,9	0,7558	0,001 072 705	—34,91	0,001 332 332	59,55
Oxyde d'éthyle.	$C^4H^{10}O$. . .	0,73574	35,5	0,7558	0,001 470 095	—15,36	0,001 629 718	38,14
Chlorure d'éthyle.	C^2H^5Cl. . .	0,92138	11,0	0,7580	0,001 435 355	—31,63	0,001 060 556	26,41
Bromure d'éthyle.	C^2H^5Br. . .	1,47329	40,7	0,7571	0,001 265 548	—31,87	0,001 490 748	53,66
Iodure d'éthyle.	C^2H^5I. . . .	1,97546	70,0	0,7517	0,001 074 754	—34,81	0,001 264 140	71,86
Bromure de méthyle. . . .	CH^3Br. . .	1,66443	13,0	0,7590	0,001 408 318	—31,64	0,001 576 164	27,76
Iodure de méthyle.	CH^3I. . . .	2,19922	43,8	0,7502	0,001 150 866	—35,43	0,001 360 369	61,52
Formiate d'oxyde d'éthyle.	$C^3H^6O^2$. . .	0,93565	52,9	0,7520	0,001 236 497	—32,43	0,001 522 943	61,54
Acétate d'ox. de méthyle. .	$C^3H^6O^2$. . .	0,86684	59,5	0,7612	0,001 219 574	—34,30	0,001 509 544	66,26

* Rapportée à 2 volumes de vapeur.

Examinant ensuite la marche comparative de la contraction des liquides précédents, à partir de leurs températures d'ébullition respectives, M. Pierre arrive aux conséquences suivantes : que les corps isomères ne suivent probablement pas la même loi de contraction, si l'on prend pour unité leur volume à la température de leur ébullition ; que, dans les mêmes conditions, les iodures d'éthyle et de méthyle conservent sensiblement le même volume aux températures équidistantes de leurs températures d'ébullition respectives ; (il en est de même des bromures comparés entre eux) ; que les éthers hydrochlorique, hydrobromique et hydriodique de l'alcool ne suivent pas la même loi de contraction à partir de la température de leur ébullition (il en est de même des éthers hydrobromique et hydriodique de l'esprit de bois).

Enfin les expériences de M. Pierre confirment aussi la curieuse remarque, faite par M. Gay-Lussac, sur l'identité presque absolue des lois de contraction de l'alcool et du sulfure de carbone, à des températures équidistantes de leurs températures d'ébullitions respectives.

Dans un second mémoire (1) qui fait suite à celui que nous venons de résumer, M. Pierre compare entre elles les dilatations et les contractions des *éthers homologues* de la série éthylique et de la série méthylique ; ce physicien y démontre la nécessité de substituer, dans les calculs relatifs aux variations de volume des liquides, le coefficient vrai de la dilatation au coefficient moyen, comme on le fait généralement déjà pour l'eau depuis un certain nombre d'années. Cette nécessité est fondée sur ce que la différence entre le coefficient moyen et le coefficient vrai peut atteindre quelquefois le chiffre énorme de 38 pour 100.

Voici ses résultats sur les substances homologues :

1) Les trois alcools homologues, l'esprit de bois CH^4O, l'esprit de vin C^2H^6O et l'huile de pommes de terre $C^5H^{12}O$, paraissent suivre la même loi de contraction, si l'on prend pour point de départ leurs températures d'ébullition respectives et qu'on les compare à des températures équidistantes de ces températures d'ébullition.

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, XXIII, 444.



2) Si l'on prend des volumes égaux d'éther hydrobromique de l'esprit de bois CH^3Br et d'éther hydrobromique de l'alcool C^2H^5 Br à leurs températures d'ébullition respectives, ces volumes resteront encore sensiblement égaux à des températures équidistantes de leurs températures d'ébullition.

3) Des volumes égaux d'éther hydriodique de l'esprit de bois CH^3I et d'éther hydriodique de l'alcool C^2H^5I, pris à leurs températures d'ébullition respectives, conserveront sensiblement leur égalité à des températures équidistantes de ces températures d'ébullition.

4) L'éther acétique de l'esprit de bois $C^3H^6O^2$ et l'éther acétique de l'alcool $C^4H^8O^2$, suivent aussi la même loi de contraction en prenant pour point de départ des volumes égaux de ces deux liquides à leurs températures d'ébullition respectives.

5) L'éther butyrique de l'esprit de bois $C^5H^{10}O^2$ et l'éther butyrique de l'alcool $C^6H^{12}O^2$, pris dans les mêmes conditions, suivent aussi la même loi de contraction.

L'accord qu'on remarque dans la marche de la contraction des liquides de chaque groupe, porte donc à croire qu'en général *les composés homologues dérivés de l'alcool éthylique, de l'alcool méthylique, et* probablement aussi *ceux de l'alcool amylique, suivent la même loi de contraction si l'on prend pour points de départ leurs températures d'ébullition respectives, et qu'on les compare à des températures équidistantes de ces températures d'ébullition.*

R. BOETTGER ET H. WILL. — Nouvel acide azoté, semblable à l'acide picrique.

En rendant compte du travail de M. Erdmann sur le jaune indien (1) nous avons mentionné la découverte, faite par ce chimiste, d'un nouvel acide azoté auquel il a donné le nom *d'acide oxypicrique*.

Ce corps a été aussi obtenu par MM. Boettger et Will, (2) sans qu'ils eussent eu connaissance des résultats de M. Erdmann,

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 247. — *Journ. de Pharm.*, t. X, p. 159.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 273.



en traitant par l'acide nitrique plusieurs résines-gommes, par exemple la résine ammoniac, l'assa foetida, etc., ainsi que les extraits aqueux du bois de Brésil, du bois de santal et du bois jaune. Ces chimistes l'appellent *acide styphnique*, de στυφνος astringent.

Ils le préparent en chauffant 1 p. d'assa fœtida avec 4 à 6 p. d'acide nitrique de 1,20 (l'acide du commerce étendu de son volume d'eau); on ne chauffe d'abord qu'à 70 ou 75°; dès que la réaction violente qui s'établit alors s'est calmée, on fait bouillir jusqu'à disparition de toute matière solide. Quand la solution dépose, par l'addition de l'eau, une poudre *grenue au toucher* l'oxydation est terminée; si l'eau en sépare un précipité floconneux, il faudrait continuer l'ébullition avec l'acide nitrique. On évapore alors à consistance de sirop, on ajoute beaucoup d'eau, et après avoir porté à l'ébullition, on ajoute du carbonate de potasse, tant qu'il y a effervescence, et en ayant soin de n'en pas prendre d'excès, afin de ne pas dissoudre les parties résineuses qui pourraient encore se trouver dans le liquide. Après la neutralisation on filtre, on concentre et l'on abandonne à cristallisation. Il se sépare alors un sel de potasse peu soluble sous la forme d'une croûte brune ou de fines aiguilles groupées en mamelons. On fait recristalliser ce sel dans peu d'eau bouillante, et l'on en précipite l'acide oxypicrique par l'acide nitrique.

L'acide oxypicrique se précipite à l'état d'une poudre blanche ou de paillettes ayant la forme de feuilles de fougère; on le lave à l'eau froide et on le dissout dans l'alcool absolu et bouillant. On l'obtient alors en assez gros cristaux prismatiques.

Il exige 88 p. d'eau de 62° c. pour se dissoudre; l'alcool et l'éther le dissolvent aisément.

Sa saveur n'est ni amère ni acide, mais un peu astringente; dissous dans l'alcool ou l'eau, il jaunit l'épiderme d'une manière persistante.

Il est jaune, rougit fortement le tournesol et décompose aisément les carbonates. Chauffé avec précaution sur une lame de platine il fond et se prend par le refroidissement en une masse radiée; par une plus forte chaleur, il exhale des vapeurs qui s'enflamment aisément. Il détone légèrement par un échauffement brusque.

Les acides nitrique et hydrochlorique concentrés ne l'attaquent pas à l'ébullition. Il se dissout aisément dans l'acide nitrique concentré, et l'eau l'en sépare sous la forme d'une poudre blanche.

L'eau régale le décompose entièrement et en donnant de l'*acide oxalique*. L'acide sulfurique concentré le décompose également à chaud. Si l'on saupoudre de cet acide un morceau de potassium bien sec, et qu'on le presse légèrement avec un pilon, l'acide s'enflamme; le sodium ne produit pas le même effet.

Une solution aqueuse et concentrée d'acide oxypicrique dissout, surtout à chaud, le fer et le zinc, avec assez de facilité; la solution est d'un vert foncé ou d'un brun verdâtre.

L'hydrogène sulfuré ne l'attaque pas, mais une solution alcoolique de sulfhydrate d'ammoniaque le colore en brun-rouge foncé.

L'assa-fœtida donne environ 3 pour 100 d'acide oxypicrique.

MM. Boettger et Will y ont trouvé, comme déjà M. Erdmann :

$$C^6H^3N^3O^8 \text{ ou bien } C^6(H^3X^3)O^2.$$

Cet acide est bibasique. Il est capable de former plusieurs sels à deux bases différentes.

Tous les oxypicrates partagent, avec les picrates, à un degré plus ou moins élevé, la propriété de faire explosion d'une manière énergique, quand on les chauffe doucement.

L'oxypicrate unipotassique

$$C^6(H^2KX^3)O^2 + aq.$$

s'obtient en saturant par du carbonate de potasse une certaine quantité d'acide oxypicrique, et ajoutant au produit une quantité d'acide égale à la première. Il forme des aiguilles capillaires, jaune-clair, qui perdent à 100° leur eau de cristallisation.

L'oxypicrate bipotassique

$$C^6(HK^2X^3)O^2$$

est anhydre (1) et s'obtient en aiguilles orangées, minces et raccourcies; il est assez peu soluble dans l'eau.

---

(1) MM. B. et W. représentent leurs sels en partant d'un acide anhydre, hypothétique $C^{12}H^4N^6O^{15}$; l'oxypicrate bipotassique leur ayant donné 28,60 pour 100 de potasse, ils expriment ce sel par $C^{12}H^4N^6O^{15},2K^2O$. Ces rapports sont impossibles, si le sel est anhydre, ainsi qu'ils l'affirment. J'ai donc cru devoir les remplacer par une formule plus exacte. C. G.

L'oxypicrate bisodique (1)

$$C^6(HNa^2X^3)O^2 + 3\ aq.$$

est fort soluble dans l'eau et se prend en petites aiguilles jaune clair. A 100° il perd toute son eau de cristallisation (13,08 pour 100).

L'oxypicrate ammoniacal

$$C^6(H^3X^3)O^2,NH^3 + aq.$$

cristallise en longues aiguilles aplaties ou, si la dissolution est fort concentrée, en aiguilles capillaires, comme feutrées.

Le *sel bi-ammoniacal* avait déjà été analysé par M. Erdmann; il cristallise en aiguilles orangées qui ne renferment pas d'eau de cristallisation (2) :

$$C^6(H^3X^3)O^2,2NH^3.$$

Le *sel de baryte* est, avec celui de plomb, le moins soluble, et s'obtient en aiguilles orangées, très-raccourcies. A 100°, il perd de 3,90 à 4,27 pour 100 d'eau. Les rapports indiqués par les auteurs se traduisent par

$$C^6(HBa^2X^3)O^2 + 2\ 1/2\ aq.$$

Le *sel de strontiane* est bien plus soluble que l'oxypicrate bibarytique; il cristallise fort aisément, dans une solution moyennement concentrée, sous la forme de mamelons très-gros, composés de longues aiguilles jaune clair. Il perd à 100°, 7,02 pour 100 d'eau. La formule des chimistes allemands doit se traduire par

$$C^6(HSr^2X^3)O^2 + 2\ 1/2\ aq.$$

L'oxypicrate bicalcique

$$C^6(HCa^2X^3)O^2 + 4\ aq.$$

---

(1) Formule des auteurs : $C^{12}H^4N^6O^{16},2Na^2O + 5\ aq.$

(2) MM. B. et W. représentent ce sel par $C^{12}H^4N^6O^{15},N^2H^8O,N^2H^6$; ces rapports sont parfaitement exacts, mais ces chimistes s'en étonnent et disent : « Chose remarquable, dans ce sel, le second équivalent de base » n'est pas sous forme d'oxyde d'ammonium, mais sous celle d'ammo- » niaque. Notre analyse ne laisse aucun doute à cet égard. » Si au lieu de partir de leur acide anhydre hypothétique, ces chimistes se fussent tenus aux formules telles que nous les écrivons, ils se seraient aperçus que leur sel ammoniacal n'a rien d'extraordinaire et présente la composition de tous les sels ammoniacaux connus, c'est-à-dire 1 éq. de l'acide *connu* plus 1 ou 2 éq. de NH^3. C. G.



est très-soluble dans l'eau, et cristallise en mamelons qui perdent 10,22 pour 100 d'eau à 100°.

Le *sel magnésien* est fort soluble et s'obtient difficilement sous forme cristallisée; le *sel de zinc* est de tous les oxypicrates le plus soluble.

L'*oxypicrate manganeux*

$$C^6(H^8MnX^3)O^2+6\,aq.$$

s'obtient en tables rhombes d'un jaune clair, qui fondent, par l'échauffement, dans leur eau de cristallisation en devenant rouges; à 100° le sel perd 22,98 pour 100 d'eau, c'est-à-dire 5 atomes.

Le *sel ferreux* est fort soluble et s'obtient difficilement en cristaux confus.

L'*oxypicrate bicobaltique*

$$C^6(HCo^2X^3)O^2+4\,aq.$$

forme de longues aiguilles brun clair et groupées en mamelons.

Le *sel de cuivre* s'obtient en aiguilles vert clair, en abandonnant à l'évaporation la solution du carbonate de cuivre dans l'acide oxypicrique; il renferme

$$C^6(HCu^2X^3)O^2+4\ 1/2\,aq.$$

et abandonne, à 100°, 13,97 pour 100 d'eau.

Si l'on mélange une solution d'acétate de plomb neutre avec de l'acide oxypicrique, il se produit un précipité floconneux jaune clair et presque insoluble dans l'eau, qui une fois desséché fait déjà explosion par la simple pression. Cet effet s'est aussi produit par le mélange du sel avec de l'oxyde de cuivre.

MM. B. et W. lui ont trouvé la composition d'un sel surbasique

$$[C^6(HPb^2X^3)O^2,2PbHO+1/2\,aq].$$

Si l'on mélange une solution de nitrate d'argent, moyennement concentrée et chauffé à 60° environ, avec de l'oxypicrate de potasse, ou si l'on dissout du carbonate d'argent, à la même température, dans l'acide oxypicrique, l'oxypicrate d'argent se dépose tantôt en gros cristaux jaune clair, tantôt en aiguilles aplaties. Si la cristallisation est très-lente, il se produit des feuilles qui ressemblent entièrement à des branches de palmier. Pour



faire recristalliser le sel, il ne faut pas chauffer à l'ébullition, autrement une partie du métal serait réduite.

Les auteurs ont trouvé dans le sel séché à 100°

$$C^6(HAg^2X^3)O^2 + aq.$$

L'*oxypicrate cuivrico-potassique*

$$C^6(HCuKX^3)O^2 + 2\ 1/2\ aq.$$

s'obtient en traitant du carbonate de cuivre par une solution saturée d'oxypicrate unipotassique ; il se présente en aiguilles brunes, ordinairement groupées en mamelons. Ces cristaux détonent par la chaleur avec une explosion épouvantable. Il ne faut pas, pour purifier ce sel ni les suivants, employer le charbon animal qui enlèverait tout le cuivre.

L'*oxypicrate cuivrico-ammonique*

$$C^6(H^2CuX^3)O^2,NH^3 + 4\ aq.$$

s'obtient d'une manière analogue.

Les auteurs ont aussi obtenu avec le nickel et le cobalt de semblables sels à deux bases différentes.

En terminant la description de ces sels, MM. Boettger et Will font la remarque, que l'extrait de bois de Brésil fournit jusqu'à 18 1/2 pour 100 d'acide oxypicrique. Selon eux aussi, l'*amer* ou *tannin artificiel* obtenu par M. Chevreul avec l'extrait du bois de Brésil et l'acide nitrique, n'est autre chose que l'acide dont on vient de décrire les sels.

JACQUELAIN, CASASECA. — Dosage du cuivre.

Les auteurs (1) proposent de dissoudre le composé de cuivre dans un acide, de sursaturer par l'ammoniaque, et de comparer les teintes fournies par cette dissolution à celles que donne un poids connu de cuivre pur sous la même forme.

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 945.

Chimie.

Observations sur l'existence de l'arsenic dans les eaux minérales; par M. L. Figuier.

Note présentée à l'Académie des sciences, dans la séance du 26 octobre 1846.

Un chimiste allemand, M. Valchner, vient d'annoncer qu'ayant découvert des traces d'arsenic dans presque tous les oxydes de fer, il avait eu l'idée de rechercher ces métaux dans les dépôts ocreux des eaux minérales acidules, et qu'il avait réussi à constater dans ces dépôts la présence de l'arsenic et du cuivre.

Ce fait a vivement excité l'attention des chimistes et des médecins, et M. Flandin s'est empressé de répéter les expériences de M. Valchner. Il a opéré sur les eaux de Passy, et a conclu de ses recherches qu'il n'existe dans cette eau minérale aucune trace d'arsenic.

Il était nécessaire pour vérifier le fait important annoncé par M. Valchner, d'agir sur les eaux mêmes que ce chimiste avait examinées. Me trouvant en mesure d'exécuter ces essais, je me suis empressé de m'y livrer, et je vais faire connaître à l'Académie le résultat de quelques expériences qui confirment en tous points le fait annoncé par ce chimiste.

A l'occasion d'un travail étendu sur les eaux minérales d'Allemagne, que nous avons exécuté cette année, M. Mialhe et moi, à la demande de M. le professeur Trousseau, nous avions fait l'analyse des principales sources de Wiesbade. Parmi les objets envoyés de l'établissement se trouvaient 500 grammes environ du résidu de l'évaporation spontanée de la grande source. M. Valchner ayant rangé les eaux de Wiesbade parmi celles qui présentent les traces d'arsenic, il m'a été facile de répéter ses expériences en agissant sur ce résidu.

M. Valchner démontre l'existence de l'arsenic dans le dépôt des eaux acidules en dissolvant ce résidu dans l'acide chlorhydrique, et traitant la liqueur par l'hydrogène sulfuré gazeux.

Comme l'acide chlorhydrique est, avec raison, suspect aux chimistes sous le rapport de sa pureté, j'ai préféré agir d'abord avec l'acide sulfurique, dont il est très-facile de constater la pureté. Comme d'ailleurs l'acide sulfurique est indispensable quand on se sert de l'appareil de Marsh, son usage, dans cette circonstance, avait l'avantage de diminuer le nombre des réactifs employés.

100 grammes du résidu de l'eau de Wiesbade ont été traités par l'acide sulfurique bouillant jusqu'à dissolution complète de l'oxyde de fer. On a filtré pour séparer un dépôt abondant de sulfate de chaux, et la liqueur acide a été saturée par de la potasse parfaitement pure, employée en excès, pour précipiter les oxydes de fer et de manganèse. L'arsénite et l'arséniate de fer étant solubles, comme on le sait, dans un excès de potasse, l'arsenic devait se trouver tout entier dans la liqueur alcaline. Traitée alors par un excès d'acide sulfurique, elle a été introduite dans un appareil de Marsh, qui, en activité depuis une demi-heure, n'avait déposé, dans le tube soumis à la chaleur rouge, aucune trace métallique. Dès que les premières portions de liquide sont arrivées dans l'appareil, il s'est manifesté une zone métallique brillante, dont l'étendue n'a cessé de s'accroître avec la durée de l'opération. Le gaz enflammé à sa sortie déposait encore. malgré l'application de la chaleur rouge, des taches métalliques sur des capsules de porcelaine. Enfin, le dégagement du gaz étant devenu beaucoup plus abondant et un peu tumultueux, des vapeurs à odeur alliacée se sont répandues dans le laboratoire. L'anneau métallique obtenu dans le tube était très-volatil. Sa dissolution dans l'acide nitrique, évaporée à siccité, a donné avec le nitrate d'argent et l'hydrogène sulfuré les précipités qui caractérisent l'arsenic.

L'emploi de l'appareil de Marsh, en raison de sa sensibilité excessive, pouvait laisser des doutes à quelques personnes sur la certitude des résultats de l'expérience précédente; j'ai donc essayé d'obtenir directement l'arsenic à l'état de sulfure.

J'ai dissous dans de l'acide chlorhydrique pur 100 grammes du même résidu, et la liqueur filtrée a été traitée par un courant d'hydrogène sulfuré dans l'appareil de Woolf. L'hydrogène sulfuré était dégagé à froid, à l'aide du sulfure de fer et de l'a-

cide sulfurique distillé. Le premier flacon contenait de l'eau, pour laver le gaz ; le second contenait 500 grammes du même acide chlorhydrique qui avait servi à dissoudre le dépôt, dans le but de constater rigoureusement l'absence, dans cet acide, de tout produit précipitable par l'hydrogène sulfuré. La dissolution chlorhydrique du résidu de l'eau minérale était placée dans le dernier flacon. Les premières bulles de gaz ont déterminé, dans la dissolution ferrique, un précipité d'un jaune vif, qui est ensuite devenu terne, en raison du dépôt du soufre occasionné par la présence du sel de fer au *maximum*. L'acide chlorhydrique, que traversait le courant gazeux, s'est conservé, au contraire, parfaitement limpide : sur la fin de l'opération, il a présenté seulement un léger louche provenant d'un peu de soufre précipité.

Le sulfure, précipité de la dissolution ferrique, se dissolvait dans l'ammoniaque en laissant un dépôt de soufre. L'acide chlorhydrique précipitait cette dissolution ammoniacale en jaune-serin. La dissolution de ce sulfure, dans l'eau régale, évaporée à siccité, a donné avec le nitrate d'argent le précipité rouge-brique de l'arséniate d'argent. Dans un appareil de Marsh, elle donnait un dépôt considérable d'arsenic.

Les expériences précédentes ne laissent aucun doute sur la présence de l'arsenic dans le résidu de l'eau minérale de Wiesbade. Mais à quel état l'arsenic existe-t-il dans ces eaux ? Je serais porté à penser qu'il se trouve dans l'eau minérale à l'état d'arsénite de soude, et par conséquent, sous forme soluble. Par le fait de l'évaporation spontanée, au contact de l'air, l'oxyde de fer contenu dans l'eau minérale, passant à un état supérieur d'oxydation, et se précipitant au sein de la liqueur, change l'équilibre chimique du mélange et provoque la précipitation de l'acide arsénieux à l'état d'arsénite de fer insoluble. Quant à l'état d'oxydation de l'arsenic, il n'est pas douteux que ce métal ne se trouve réellement dans les eaux à l'état d'acide arsénieux. L'hydrogène sulfuré détermine, en effet, immédiatement, comme on l'a vu dans l'expérience citée plus haut, la précipitation du sulfure, circonstance qui ne se présenterait pas avec l'acide arsénique. Je n'insiste pas davantage sur cette

question, peu importante dans le cas présent, et qui sera développée avec des considérations d'un autre ordre, dans le travail sur les eaux minérales de l'Allemagne, que nous nous proposons de publier prochainement, M. Mialhe et moi.

Après le fait de l'existence de l'arsenic dans les eaux minérales de Wiesbade, la question la plus intéressante à éclaicir était évidemment la détermination de sa quantité. Exécutée avec toute la rigueur nécessaire, cette détermination aurait offert le plus haut degré d'intérêt. Je vais rapporter les essais que j'ai exécutés dans cette direction, sans vouloir toutefois tirer de ces faits plus de conclusions qu'ils n'en apportent.

Les résidus insolubles de l'eau de Wiesbade qui ont servi aux expériences précédentes, proviennent de l'évaporation spontanée de l'eau minérale, et ont été recueillis aux bords de la source. Ce résidu peut donc, jusqu'à un certain point, représenter un volume fixe d'eau minérale, si on le compare au poids de matières insolubles laissées par l'évaporation d'un volume déterminé de cette eau. Si donc l'on détermine la quantité d'arsénite de fer que renferme un poids donné de ce résidu, on peut en conclure la proportion de ce composé dans un volume d'eau correspondant.

Je dois prévenir cependant, avant de rapporter les résultats des essais que j'ai exécutés dans cette direction, que ces résultats ne doivent être considérés que comme une approximation. Il n'est pas démontré que le poids du résidu insoluble d'une eau minérale puisse représenter exactement un volume d'eau déterminé, car ces dépôts présentent souvent une composition chimique un peu différente de celle des résidus insolubles obtenus en épuisant par l'eau bouillante le produit de l'évaporation de l'eau minérale. En effet, pour le cas actuel, le dépôt sur lequel j'ai opéré diffère par sa composition de celui que fournit l'eau de Wiesbade évaporée et privée de tous les principes solubles. Il contient plus de fer et moins de silice que ce dernier.

Je présente donc seulement à titre d'indication les résultats que j'ai obtenus. Comme il ne s'agit cependant que d'apprécier des quantités extrêmement minimes de substances, on peut, je le crois, accepter sans trop d'inconvénients la question ainsi posée.

1 litre d'eau de la grande source de Wiesbade (Kochrünnen) laisse 0^{gr}.,557 de résidu insoluble dans l'eau bouillante. 200 grammes du résidu précédent, épuisés par l'eau bouillante représentent donc, si l'on admet la donnée précédente, 359 litres d'eau.

Ce résidu a donné à l'analyse 0^{gr}.,124 d'arsenic métallique.

Ce dosage a été exécuté de la manière suivante : Les 200 gr. de résidu ont été dissous dans 500 grammes d'acide chlorhydrique. Quand l'effervescence considérable qui se produit s'est arrêtée, on a chauffé pour achever la dissolution. La liqueur filtrée, pour la séparer d'un dépôt siliceux insoluble, a été concentrée et traitée alors par à peu près son volume d'une dissolution aqueuse d'acide sulfureux. Ce traitement avait pour but de ramener à l'état d'acide arsénieux l'arsénic qui aurait pu exister à l'état d'acide arsénique et de ramener, autant que possible, le sel de fer au *minimum* d'oxydation, pour éviter ainsi un dépôt de soufre trop abondant, au moment de l'action de l'hydrogène sulfuré. La liqueur, portée à l'ébullition pour chasser l'excès d'acide sulfureux, et concentrée, a été filtrée pour séparer un précipité assez abondant de sulfate de chaux, et on l'a traitée par un courant d'hydrogène sulfuré dans l'appareil de Woolf, en plaçant toujours sur le passage du gaz un flacon contenant une certaine quantité du même acide chlorhydrique qui avait servi à dissoudre le résidu analysé. Ce dernier ne s'est aucunement troublé par le passage du gaz, et la dissolution ferrique a donné un précipité jaune-serin, abondant et floconneux. Le liquide étant resté en repos pendant douze heures, on l'a fait digérer à une douce chaleur jusqu'à ce que toute odeur d'hydrogène sulfuré eût disparu. Recueilli sur un filtre et lavé, ce précipité a été dissous sur le filtre même par de l'ammoniaque étendue, et la dissolution a été précipitée par l'acide chlorhydrique.—Le sulfure ainsi obtenu pesait 0^{gr}.,227. Comme l'ammoniaque dissout un peu de soufre, il était nécessaire d'analyser ce sulfure pour déterminer exactement les quantités de soufre et d'arsenic qu'il contient. Analysé à la manière ordinaire, c'est-à-dire par l'oxydation à l'aide de l'eau régale, et la précipitation par le chlorure de barium, il a donné les résultats suivants :

0gr.,220 de ce sulfure ont laissé, après l'action de l'eau régale, 0gr.,036 de soufre non attaqué et 0gr.,462 de sulfate de baryte.

Ce qui donne :

Arsenic.	0,121
Soufre.	0,099
Sulfure employé	0,220

Par conséquent, les 0gr ,227 de sulfure obtenus dans l'analyse des 200 grammes du résidu, renfermaient :

Arsenic	0,124
Soufre	0,103
	0,227

Or, 0gr.,124 d'arsenic métallique tranformés par le calcul en acide arsénieux, donnent 0gr.,163 d'acide arsenicaux.

Ainsi, en admettant la proportionnalité indiquée plus haut, c'est-à-dire le rapport du résidu analysé avec un volume déterminé d'eau minérale, 359 litres d'eau de Wiesbade, contiendraient 0gr.,163 d'acide arsénieux ou, si l'on veut, 100 litres d'eau renfermeraient 0gr.,045 d'acide arsénieux.

45 milligrammes d'acide arsénieux, disséminés dans 100 litres d'eau, peuvent-ils représenter une dose thérapeutique de ce composé? C'est ce qu'il est facile de décider en consultant la formule des préparations arsenicales le plus habituellement employées. Or la liqueur arsenicale de Boudin, dont l'usage tend de jour en jour à s'étendre, et qui est considérée à juste titre, dans le traitement des fièvres intermittentes, comme un médicament héroïque, est administrée dans des proportions telles que les malades prennent chaque jour 5 milligrammes d'acide arsénieux. Pour représenter une dose quotidienne de la liqueur de Boudin, il suffirait donc de prendre 11 litres de l'eau minérale de Wiesbade.

Ainsi, en admettant comme vraies toutes les données indiquées plus haut, on voit que l'arsenic qui existe dans les eaux minérales de Wiesbade, doit nécessairement leur communiquer les qualités thérapeutiques des arsenicaux. Je n'ai pas besoin de faire remarquer, en effet, que 11 litres n'excèdent pas du

double la quantité d'eau minérale prise chaque jour par un malade qui en fait usage à la fois en boissons et en bains.

Les résultats qui précèdent montrent que l'arsenic doit jouer un rôle actif dans l'action thérapeutique des eaux de Wiesbade. Ils rendent nécessaire une détermination directe de sa quantité sur l'eau minérale elle-même, et non sur les résidus de son évaporation spontanée, recherche qui ne peut être exécutée, comme on le conçoit, que sur les lieux mêmes, puisqu'il s'agit d'évaporer 4 à 500 litres d'eau. Le but que je me suis proposé en faisant connaître ces résultats, est seulement de provoquer une recherche de ce genre.

En résumé, le fait indiqué par M. Valchner doit être considéré comme tout à fait hors de doute. Ce fait ouvre une voie nouvelle à l'appréciation thérapeutique de l'action des eaux minérales, et par conséquent, il promet aux chimistes des résultats très-dignes d'encourager leurs travaux. On connaît un grand nombre d'eaux minérales qui, chimiquement, ne diffèrent pas de l'eau des puits, et qui cependant produisent les effets les plus énergiques de réaction générale et exercent consécutivement sur l'économie les modifications les plus profondes. Ces faits singuliers qui tous les jours frappent les médecins de surprise, n'ont jusqu'ici trouvé aucune explication plausible et ont contribué à élever, contre la valeur des indications chimiques, appliquées aux eaux minérales, certaines défiances que le temps apprendra à surmonter. Quelques médecins vont, en effet, jusqu'à faire honneur de l'efficacité thérapeutique des eaux dont nous parlons à leur thermalité particulière. Il devient maintenant très-probable que ces effets remarquables sont dus à quelques substances actives à faible dose ; et probablement les chimistes pourront ajouter quelques noms à la liste de ces agents méconnus jusqu'ici, et dont l'acide arsénieux nous aura appris à rechercher la présence.

Expériences relatives à l'essai des vinaigres.

Par M. Guibourt.

Les essais dont je vais rendre compte ont été entrepris dans la vue de répondre à cette question : peut-on exiger que le vinaigre

ait un *minimum* de densité et d'acidité? Dans tous les cas j'ai eu pour but également de présenter les moyens les plus faciles de connaître les degrés de force et de pureté de ce liquide.

Le *vinaigre*, ainsi que l'indique son nom, devrait toujours être le résultat de l'acétification du vin; mais, de tous temps, on en a fabriqué avec le cidre, le poiré et la bière, dans les contrées où ces boissons remplacent le vin, et depuis quelques années on en obtient de grandes quantités par la fermentation du glucose ou de matières sucrées quelconques. L'acide acétique retiré du bois concourt aussi puissamment à cette fabrication, en raison de l'emploi qui en est fait pour rehausser l'acidité de toutes les espèces de vinaigre, y compris celui de vin. Je ne pense pas que l'on doive condamner sans examen ces différents mélanges, je regarde au contraire comme un progrès utile, lorsque la chimie est parvenue à produire des corps tels que l'acide acétique du bois, la dextrine et le sucre de dextrine, l'application de ces corps à quelque grande fabrication, et la concurrence qu'ils viennent faire à d'autres matières premières d'un prix plus élevé. Il faut y mettre deux conditions cependant : la première est que le produit fabriqué ne contiendra rien de nuisible à la santé et remplira bien le but auquel il est destiné; la seconde est qu'il ne sera pas vendu sous le nom, ou comme provenant d'une autre fabrication. Cette dernière condition est d'autant plus équitable dans le cas présent, que le vinaigre de vin a conservé jusqu'ici une grande prééminence de qualité sur les autres, et qu'il y aurait perte pour l'acheteur à prendre comme vinaigre de vin du vinaigre de bois ou de glucose. Nous aurons donc deux sujets à considérer dans l'examen des vinaigres : le premier sera d'établir les véritables caractères du vinaigre de vin; le second de fixer les qualités que l'on est en droit d'exiger pour les vinaigres en général, afin que l'usage puisse en être profitable au consommateur.

Deux moyens principaux ont été proposés pour déterminer la qualité et la force des vinaigres : la connaissance de leur densité et la saturation par un alcali. Le premier moyen est rejeté par beaucoup de personnes comme n'offrant pas une mesure suffisante de la valeur des vinaigres; et cependant les indications qu'il fournit sont de même ordre que celles qui résultent de la

saturation ; c'est-à-dire que, de même que la saturation n'offre une mesure certaine de la valeur des vinaigres, qu'autant qu'on s'est assuré préalablement que leur acidité n'est pas due à un acide étranger, de même la densité peut devenir un bon caractère lorsqu'on aura acquis la certitude qu'elle n'est pas augmentée par l'addition d'une matière étrangère. Et en supposant même qu'on ne puisse pas conclure de prime abord de la densité requise à la bonne qualité d'un vinaigre, toujours est-il que le manque de densité sera une preuve de mauvaise qualité ou d'affaiblissement par l'eau; il n'est donc pas inutile de recourir à ce caractère.

La densité des vinaigres peut être déterminée, soit à l'aide du densimètre de Collardeau, soit au moyen du *pèse-vinaigre* qui n'est autre chose qu'un *pèse-sel* ou *pèse-sirop* de Baumé, ne portant, dans toute l'étendue de son échelle, que les degrés de 0 à 6 ou 8, divisés par dixièmes. Or les bons vinaigres d'Orléans ayant une densité de 1,018 à 1,020, ou marquant de 2,50 à 2,75 degrés au pèse-vinaigre, il me paraît qu'on peut déjà regarder comme signe d'une qualité inférieure, une densité de 1,014 ou de 2 degrés de Baumé. Chez beaucoup de détaillants, ce caractère réuni à une faible acidité est une preuve que le vinaigre a été allongé avec de l'eau. Je pense qu'un pareil mélange doit être prohibé.

La saturation par un alcali est sans contredit le moyen le plus exact pour déterminer la valeur d'un vinaigre; après toutefois qu'on s'est assuré que ce liquide ne contient pas d'acide étranger, soit sulfurique, chlorhydrique ou tartrique. Il convient donc de dire d'abord comment on reconnaît la présence de ces acides dans le vinaigre.

Acide sulfurique. On a proposé bien des procédés pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre dans le vinaigre. Descroizilles supposait que le papier de tournesol rougi par une goutte de vinaigre pur, redevenait bleu par la dessication à l'air; tandis qu'avec le vinaigre additionné d'acide sulfurique le papier restait rouge. Ce dernier fait est exact, comme on le pense bien; mais le premier le serait tout au plus en employant de l'acide acétique de bois simplement étendu d'eau, tandis qu'il est et doit être inexact avec le vinaigre de vin, dont le bitartrate

de potasse ne peut perdre son action sur le tournesol par la dessication. Ce procédé doit donc être rejeté.

M. Chevallier qui s'est occupé beaucoup et avec succès des moyens de reconnaître la falsifications des vinaigres, a proposé de faire évaporer le vinaigre suspecté au huitième de son volume, de laisser refroidir, et de traiter le résidu par cinq ou six fois son volume d'alcool très-rectifié. On filtre, on étend d'eau distillée et l'on ajoute du chlorure de barium qui n'y forme pas de précipité si le vinaigre était pur, ou qui en produit un de sulfate de baryte, dans le cas où le vinaigre contiendrait de l'acide sulfurique libre. Ce procédé n'est pas d'une exactitude rigoureuse, en ce sens que, lorsque le vinaigre contient du sulfate de potasse ou de chaux, il s'y forme par la concentration de l'acide acétique une certaine quantité de bisulfate, capable de céder un peu d'acide sulfurique à l'alcool (1). Je reconnais cependant que cet effet n'a lieu que lorsque le vinaigre contient une quantité de sulfate suffisante par elle-même pour le faire rejeter, et que, dans tous les cas, l'effet est beaucoup plus marqué lorsque le vinaigre contient de l'acide sulfurique libre. Aussi me suis-je borné à dire et seulement comme fait chimique à noter, que le procédé n'était pas d'une exactitude absolue.

J'ai vu quelque part qu'on avait proposé l'éther sulfurique pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre dans le vinaigre. J'avoue que je n'ai pas pensé à employer cet agent dans les mêmes circonstances que l'alcool, c'est-à-dire à le faire agir sur le vinaigre concentré par une évaporation préalable; mais voici comment j'ai opéré : j'ai agité dans un tube 50 centimètres cubes de bon vinaigre d'Orléans additionné de deux gouttes d'acide sulfurique, avec 20 centimètres cubes d'éther. Après la séparation des deux liquides, l'éther a été décanté et remplacé par d'autre, qui, ensuite a été réuni au premier. Cet éther évaporé à l'air, a laissé un liquide comme sirupeux, d'une odeur d'acide acétique concentré, mêlée d'un arome très-

(1) J'ai obtenu ce résultat en ajoutant 5 décigrammes de sulfate de chaux à 100 grammes de vinaigre pur.



agréable de vinaigre (1). Évaporé à siccité, il a laissé un très-petit résidu brun, très-soluble dans l'eau, et ne précipitant pas du tout par le nitrate de baryte. En ajoutant au mélange un peu du vinaigre traité par l'éther, la précipitation avait lieu sur-le-champ; on peut conclure de ce fait que l'éther n'enlève pas l'acide sulfurique au vinaigre, et que ce moyen est à rejeter. Je ne connais donc pas de procédé d'une exactitude absolue pour déceler la présence de l'acide sulfurique libre dans le vinaigre, surtout à présent que tous les vinaigres contiennent plus ou moins de sulfate de chaux; mais deux caractères réunis suffisent pour l'usage habituel : le premier résulte de l'action exercée par l'acide sulfurique, même très-étendu, sur l'émail des dents; le second consiste dans la précipitation directe par le nitrate de baryte.

Le vinaigre additionné d'une très-petite quantité d'acide sulfurique (deux gouttes sur 100 grammes), exerce sur les dents une action qui les fait paraître âpres et rugueuses au toucher de la langue. Le vinaigre pur ne produit pas cet effet (2).

Le vinaigre additionné de la même quantité d'acide sulfurique forme *immédiatement* avec le nitrate de baryte, un précipité qui trouble fortement la liqueur et la blanchit. Le vinaigre de vin pur ne se trouble pas immédiatement par ce réactif, et ne produit après quelques instants qu'un précipité fort peu considérable. Tout vinaigre qui présentera les deux caractères de dépolir l'émail des dents et de précipiter *immédiatement* par le nitrate de baryte, devra donc être rejeté.

Sulfate de chaux. Il y a peu d'années encore que l'on trouvait fréquemment des vinaigres d'une grande pureté et précipitant à peine par le nitrate de baryte; mais aujourd'hui la plus grande partie des vinaigres se trouble presque immédiatement et assez fortement par le même moyen; et comme ils se troublent proportionnellement autant avec l'oxalate d'ammoniaque, on en tire la conséquence que c'est du sulfate de chaux et non de

---

(1) Ce caractère pourra sans doute servir à déceler dans le vinaigre un mélange d'acide de bois ou de vinaigre de bière ou de mélasse.

(2) Pour faire cet essai, on plonge un doigt dans le vinaigre et on le promène sur la surface des dents.

l'acide sulfurique libre que ces liquides contiennent. Les professeurs de l'École de pharmacie dans leurs visites chez les épiciers, se sont d'abord fortement plaints de cette altération dans la qualité des vinaigres ; mais ils ont bientôt reconnu que la quantité du sel calcaire, rendue très-apparente par les réactifs, était en général peu considérable ; qu'elle n'offrait pas d'inconvénient pour la santé publique, et qu'elle tenait d'ailleurs à des circonstances tantôt indépendantes de la volonté des fabricants, tantôt dépendantes de leur fabrication, mais de telle nature qu'on ne saurait les condamner dans une certaine limite : telles sont parmi les premières, l'addition du glucose au moût de raisin, dans la vue d'augmenter la richesse alcoolique du vin, ou l'emploi même du sulfate de chaux pendant la fermentation dans un but que j'ignore : telles sont, parmi les secondes, l'addition du glucose au vin destiné à l'acétification, ou l'addition de l'acide acétique de bois au vinaigre de vin dont l'acétification aurait été contrariée par des causes que l'habileté des ouvriers ne prévient pas toujours.

J'ai dit que la quantité de sel calcaire était presque toujours plus apparente que considérable : c'est qu'en effet, il est rare qu'elle dépasse cinq décigrammes par litre ; et qu'une seule fois, ayant examiné un vinaigre pris chez un débitant de Montrouge, lequel vinaigre devenait immédiatement trouble et bourbeux par le nitrate de baryte, je n'en ai cependant obtenu que 2 grammes de sulfate de baryte pur et calciné par litre ; et que l'ayant précipité également par l'oxalate d'ammoniaque, l'oxalate de chaux lavé et calciné s'est réduit à 7 décigrammes de carbonate de chaux. Les deux grammes de sulfate de baryte répondent à 1,2 grammes de sulfate de chaux, et les 7 décigrammes de carbonate de chaux à 0,97 seulement du même sulfate. De ce que cette dernière quantité est moindre que la première, il ne faudrait pas en conclure que le vinaigre contenait de l'acide sulfurique libre. La différence peut être due à une petite quantité de sulfate de potasse, ou encore à ce qu'il est difficile que le carbonate de chaux chauffé au rouge ne produise pas un peu de chaux caustique, ce qui diminue la quantité du produit calciné. Dans tous les cas, il est certain qu'un vinaigre contenant 12 décigrammes de sulfate de chaux par litre, ne pourrait être, par

cela seul, déclaré nuisible à la santé, et prohibé; mais il devra l'être, si l'on reconnaît en outre qu'il ne possède pas une acidité suffisante; ou qu'il a été additionné de substances âcres et aromatiques, destinées à masquer sa faiblesse ou l'origine infime de ses matières premières; enfin si, malgré sa mauvaise qualité, il est délivré au public comme bon vinaigre d'Orléans, ou vinaigre de vin, car c'est en définitive tromper l'acheteur sur la nature et la qualité de la marchandise (1).

Acide chlorhydrique. M. Chevallier a blâmé l'addition directe du nitrate d'argent au vinaigre, pour y découvrir la présence de l'acide chlorhydrique, et a conseillé de distiller 500 grammes de vinaigre dans une cornue munie d'une allonge et d'un récipient, et d'ajouter le nitrate d'argent dans le liquide distillé. J'ai reconnu cependant que le nitrate d'argent ajouté directement au vinaigre pouvait en faire reconnaître la pureté, car le vinaigre de vin pur reste transparent, pendant un certain temps, après l'addition du nitrate, et la majeure partie des vinaigres fabriqués à Orléans se troublent très-peu par ce moyen (2). Il suffit au contraire d'ajouter 2 gouttes d'acide chlorhydrique à 100 grammes de vinaigre pur, pour obtenir

---

(1) En 1842, M. Chevallier, chargé d'examiner un vinaigre fabriqué par un sieur S., à Paris, et d'autres vinaigres provenant du mélange du premier avec du vinaigre d'Orléans, a constaté que le vinaigre du sieur S., fabriqué avec des eaux de lavage des formes à sucre et avec d'autres matières sucrées de qualité très-inférieure, ne contenait que la moitié de l'acide acétique du bon vinaigre d'Orléans: il a trouvé qu'il contenait 2,8 grammes de sulfate de chaux par litre, et, au lieu de tartre, une matière gommeuse analogue à la dextrine. Le vinaigre mélangé contenait 1,8 gram. de sulfate de chaux par litre, et offrait du reste des propriétés intermédiaires entre celles des deux liquides composants. M. Chevallier a conclu à la suppression de ces liquides, bien qu'ils fussent exempts de matière nuisible, mais parce qu'ils ne remplissaient pas le but de l'acheteur qui les payait pour du vinaigre de vin, et qui se trouvait ainsi trompé sur la nature de sa marchandise. (*Journal de chimie médicale*, 1843, p. 29.)

(2) Après vingt-quatre heures, on trouve au fond de tous les vinaigres un précipité noir, qu'il faut attribuer à la réduction de l'argent par un des principes du vinaigre. Il m'a semblé que les meilleurs vinaigres étaient ceux qui opéraient le mieux cette réduction.



immédiatement, avec le nitrate, un précipité blanc de chlorure d'argent. L'addition directe du nitrate d'argent au vinaigre est donc un bon moyen de reconnaître si celui-ci contient ou ne contient pas d'acide chlorhydrique ajouté. Le procédé indiqué par M. Chevallier devra être réservé pour le cas où il deviendrait nécessaire de déterminer la quantité d'acide chlorhydrique. Encore faudra-t-il avoir l'attention d'ajouter, une fois ou deux, de l'eau au résidu de l'opération et de distiller après, afin d'obtenir la plus grande quantité possible d'acide chlorhydrique dans le récipient.

Acide tartrique. Pour reconnaître cette falsification qui a été quelquefois pratiquée, M. Chevallier a conseillé d'évaporer le vinaigre au quart de son volume, de le laisser refroidir pour opérer la séparation du bitartrate de potasse, de verser le liquide filtré dans un soluté concentré de chlorure de potassium et d'agiter. Il se produit un nouveau dépôt de crème de tartre si le vinaigre contenait de l'acide tartrique libre; dans le cas contraire, il ne se manifeste rien.

D'après M. Lassaigne, le vinaigre blanc d'Orléans contient par litre, en quantité moyenne, 2,5 gram. de bitartrate de potasse que l'on peut obtenir par évaporation et cristallisation du liquide. Cette donnée peut encore servir à reconnaître l'origine d'un vinaigre, bien que l'on conçoive qu'il soit très-facile d'ajouter à un acide acétique quelconque la quantité de tartre que doit contenir le vinaigre de vin.

Essai par le carbonate de soude. Après avoir, dans ce qui précède, donné les moyens de reconnaître si l'acidité d'un vinaigre n'est pas due en partie à quelque acide autre que l'acétique, il nous reste à déterminer le degré de cette acidité, au moyen de la saturation par un alcali libre ou carbonaté; ici nous n'avons que l'embarras du choix.

Descroizilles avait proposé la soude caustique; M. Bussy, le carbonate de chaux; M. Soubeiran, le carbonate de potasse; M. Chevallier, le carbonate de soude. Tout en reconnaissant que l'un ou l'autre de ces agents puisse également être employé, je donne la préférence au carbonate de soude; seulement j'opère un peu différemment que M. Chevallier, et je me borne à constater la proportion en centièmes de carbonate, nécessaire à la

neutralisation de l'acide sans vouloir fonder une graduation sur une de ces quantités prise comme type ou comme unité, ce qui me paraît peu compatible avec la nature complexe et variable du vinaigre.

Les instruments dont il faut se servir sont très-communs et usités dans beaucoup d'essais du même genre. Ils se composent :

1° D'une mesure en verre contenant 1/2 litre ou 500 centimètres cubes.

2° D'une autre mesure ou tube gradué quelconque, dans lequel on puisse mesurer 49 centimètres cubes, ou peser 50 gram. de vinaigre d'une densité supposée de 1018 à 1020.

3° D'un tube gradué muni d'un siphon à sa partie inférieure, contenant de 70 à 75 centimètres cubes, et divisé par demi-centimètres. 50 centimètres forment donc 100 divisions, dont 10 composent UN DEGRÉ, chaque degré se trouve ainsi divisé en 10 parties.

4° D'un matras de verre de la contenance de 3 décilitres environ.

5° D'un tube de verre plein et de papier bleu de tournesol.

Je prends du carbonate de soude pur et desséché; mais avec quelque soin que ce sel ait été conservé, je le chauffe toujours au rouge au moment de l'employer, et j'en pèse 50 grammes que je dissous avec de l'eau distillée, dans la mesure de demi-litre, de manière à former exactement 1/2 litre ou 500 centimètres cubes de dissoluté. Je conserve cette *liqueur acétimétrique* dans un flacon bouché.

Un centimètre cube de cette liqueur contient		0gram.	,10	de carbonate sec.
Un demi-centimètre ou *une division*	—	0	,05	——
Dix demi-centimètres ou UN DEGRÉ	—	0	,50	——

Si l'on fait agir cette liqueur sur 50 grammes de vinaigre, on voit de suite que chaque degré répond à un centième de carbonate de soude, et chaque division, ou chaque dixième de degré, à un millième.

Pour reconnaître le point de saturation, quelques personnes se sont servies de teinture de tournesol qu'elles ajoutent au vinaigre, et jugent que la neutralité est atteinte, lorsque la couleur rouge communiquée au vinaigre passe au violet bleuâtre. Mais comme le vinaigre seul se colore en brun lorsqu'il approche de la saturation, il est fort difficile d'apprécier de cette manière

le moment précis où cet état a lieu, et je préfère de beaucoup juger de la neutralité par une goutte de liqueur posée sur du papier bleu de tournesol. Et comme, dans ces sortes d'essais, la précision des termes est d'une grande importance, je dirai qu'il ne suffit pas de chauffer la liqueur, en l'agitant à plusieurs reprises, pour en chasser l'acide carbonique, lequel en rougissant momentanément le tournesol, tendrait à induire en erreur et à faire ajouter une nouvelle quantité de carbonate de soude. Il faut, vers la fin, mettre la liqueur *en pleine ébullition*, pour être certain d'en chasser tout l'acide carbonique. Voici comment je me suis aperçu de cette nécessité.

Ayant voulu constater la force d'un acide acétique cristallisé, je l'ai mélangé d'abord de neuf parties d'eau, pour le réduire au dixième d'acide pur, et l'ayant essayé par la liqueur acétimétrique, en me bornant, comme je le disais tout à l'heure, à chauffer le mélange sans le faire bouillir, j'étais obligé d'employer 9,4 degrés de liqueur alcaline pour que la goutte posée sur le papier bleu, cessât complétement de le rougir. Or, d'après le rapport des poids moléculaires du carbonate de soude sec et de l'acide acétique monohydraté (662,50 : 750), un degré acétimétrique répond à 1,132 d'acide acétique, et 9,4 degrés à 10,54. Cette quantité multipliée par 10 donnant 105,4 pour la quantité d'acide monohydraté contenue dans 100 parties d'acide cristallisé, il devenait évident que la quantité de carbonate de soude employée était trop forte. C'est alors que j'ai recommencé l'essai avec plus de précaution, et en faisant *bouillir* la liqueur, lorsque la couleur de vin de Malaga produite indiquait que j'approchais de la neutralité. Il ne m'a plus fallu que 8,9 de carbonate de soude pour que la liqueur cessât complétement d'agir sur le tournesol. Cette quantité multipliée par 10 répond encore à 100,75 d'acide acétique monohydraté pour 100 d'acide cristallisable. J'aurais dû n'employer que 8,833 de liqueur, ou 88,33 de carbonate de soude pour 100 d'acide acétique (1).

(1) On demandera peut-être pourquoi, au lieu de titrer la liqueur acétimétrique, de manière à ce que chaque degré réponde à 1 centième d'acide acétique monohydraté (ce qu'il eût été facile d'obtenir en dissolvant dans un demi-litre d'eau 44,16 grammes de carbonate de soude sec, au lieu de 50 grammes), je me suis borné à faire que chaque degré



J'ai déterminé de la même manière la valeur d'un acide acétique de bois, marquant 8 degrés au pèse-vinaigre (densité 1059), ce qui semblait indiquer de l'acide presque pur; mais l'ayant étendu au dixième, il n'a exigé que 3,4 degrés de liqueur acétimétrique ou 3,4 centièmes de carbonate de soude, répondant à 3,85 d'acide monohydraté. 100 parties de cet acide contenaient donc seulement 38,5 d'acide monohydraté, et sa densité factice était due à une addition d'acétate de soude, ainsi que je l'ai reconnu par l'évaporation à siccité.

Voici, en définitive, comment on détermine, en centièmes de carbonate de soude, le degré d'acidité d'un vinaigre.

On en mesure 49 centimètres cubes, ou on en pèse 50 grammes, ce qui revient au même; on introduit ce vinaigre dans un petit matras de verre; on rince le premier vase avec un peu d'eau, et on ajoute la rinçure au vinaigre.

On remplit le tube gradué de soluté de carbonate de soude, jusqu'à ce que la surface du liquide affleure le 0 de l'échelle, et on en verse environ 30 divisions ou 3 degrés dans le vinaigre. On trouve des mauvaises qualités de vinaigre qui n'en exigent pas davantage. On chauffe alors légèrement, et si la couleur du vinaigre devient plus foncée et approche de celle du vin de Malaga, on chauffe davantage, jusqu'à faire bouillir et on essaye la liqueur, en en puisant une goutte avec un tube de verre plein, et la déposant sur une petite bande de papier bleu de tournesol. Si le papier est encore rougi, on ajoute une petite quantité de liqueur alcaline, et on continue ainsi, avec précaution, jusqu'à ce que la couleur du papier ne soit plus altérée. Le nombre des degrés employés indique autant de centièmes de carbonate de soude, et j'ai dit plus haut que chaque centième de carbonate répondait à 1,132 d'acide acétique monohydraté. Un peu d'habitude facilite d'ailleurs beaucoup les

---

indique un centième de carbonate de soude. Il est certain que si l'on devait toujours essayer de l'acide acétique plus ou moins étendu d'eau, on devrait titrer la liqueur de manière à ce que chaque degré répondît à un centième d'acide pur; mais comme il s'agit surtout d'essayer des vinaigres qui, dans leur état normal, contiennent du bitartrate de potasse, on voit que la liqueur d'essai ne pourra jamais, dans ce cas, indiquer la quantité réelle d'acide acétique.

essais. Un vinaigre très-limpide et d'un jaune foncé est généralement d'une bonne qualité et demande plus de 6 centièmes de carbonate. Un vinaigre pâle et opalin en exige ordinairement beaucoup moins.

Tant que la couleur du vinaigre ne change pas, on peut être certain qu'on est loin du point de saturation. Mais lorsque la couleur se fonce et tourne à celle du vin de Malaga, il faut faire bouillir la liqueur et l'essayer avec plus de précaution. Tant que le vinaigre conserve de l'acidité, il ne se trouble pas par l'ébullition, mais dès qu'il est complétement neutralisé, il se trouble en raison de la précipitation du carbonate de chaux. Si ce dernier caractère se montrait avant qu'on eût déjà essayé la liqueur plusieurs fois, il serait à craindre qu'on eût dépassé le terme de neutralité, et il faudrait recommencer, en ajoutant le carbonate alcalin avec plus de précaution.

Maintenant, faisons connaître la force des bons vinaigres d'Orléans.

MM. Chevallier, Gobley et Journeil, dans un mémoire inséré dans les *Annales d'hygiène*, tome 29, et dans le *Journal de chimie médicale*, année 1843, ont publié le résultat de leurs essais sur 20 échantillons de vinaigre d'Orléans. De ces 20 échantillons.

5 ont exigé	de 7 à 7,4	centièmes de carbonate de soude pour leur saturation.	
8 —	de 6,5 à 6,9	centièmes.	
7 —	de 6 à 6,4	*Id.*	

J'ai fait moi-même d'assez nombreux essais sur des échantillons de vinaigre pris au hasard parmi ceux qui ont été prélevés en 1845, chez tous les fabricants de vinaigre d'Orléans, par ordre de M. le ministre de l'agriculture et du commerce. Voici quels en ont été les résultats :

Echantillon nº 43. Vinaigre de chez M. Courtin-Raoult, route d'Olivet, 124 : d'un jaune foncé; saturé, couleur de vin de Malaga foncé; carbonate de soude 8,3. Ce vinaigre, qui est le plus fort de tous, précipitait très-peu par le nitrate de baryte.

Nº 22. M. Jean Antigua, faubourg Bannier, 65 : vinaigre foncé en couleur, carbonate de soude, 7,7.

N° 12. M. Boudard aîné, rue Bannier, 82 : vinaigre foncé en couleur ; carbonate de soude, 7,5 ; couleur de malaga très-foncé ; ne se trouble pas par un excès de carbonate de soude.

N° 18. M. Blot-Doin, faubourg Bannier : vinaigre foncé en couleur ; carbonate de soude, 7,4 ; saturé, couleur de vin de Malaga ; reste transparent.

N° 51. M. Ratouis, quai Neuf, 33 : carbonate de soude, 7,4.

N° 17. M. Bézard-Richard, faubourg Bannier, 102 : carbonate de soude, 7,3 ; saturé, couleur brun très-foncé.

N° 20. M. Lochoy, faubourg Bannier, 81 : carbonate de soude, 7 ; couleur de malaga.

N° 31. M. Breton - Lorion, rue d'Illiers : carbonate de soude, 6,9.

N° 19. M. Frineau-Belthoise, faubourg Bannier, 77 : carbonate de soude, 6,8 ; couleur brun foncé.

N° 6. Carbonate de soude, 6,6.

N° 4. — — 6,5 ; saturé ; couleur de vin de Malaga.

N° 3. — — 6,3 ; vinaigre brunâtre, trouble, d'une odeur de fumée.

N° 16. — — 5,8 ; saturé, couleur brun foncé et violacé ; fortement troublé.

N° 44. — — 5,7 ; saturé, couleur brun foncé.

N° 5. — — 4,9 ; saturé, couleur brun foncé.

N° 7. — — 3,0 ; vinaigre d'un jaune très-pâle et opalin.

Je ne pense pas que personne puisse conseiller de prendre une moyenne entre tous ces nombres pour en conclure une prétendue force normale du vinaigre d'Orléans, ou de vinaigre de vin ; car les quatre derniers nombres, et les deux derniers surtout, appartiennent à des qualités trop inférieures pour qu'on puisse les admettre comme marchandise loyale ; mais quand sur trente-six essais, y compris ceux de MM. Chevallier, Gobley et Journeil, il y en a douze qui donnent au vinaigre d'Orléans une force de saturation supérieure à 7 centièmes de carbonate de soude, on peut regarder cette force comme facile à obtenir et comme représentant la première qualité de vinaigre.

Et puisque sur les mêmes trente-six échantillons, il y en a douze également dont la force se trouve comprise entre 6,5 et 7 de carbone, il faut bien reconnaître cette force comme l'expression d'une seconde et bonne qualité commerciale. Pareillement les huit échantillons compris entre 6 et 6,5 de carbonate, nous conduisent à admettre une troisième qualité que le commerce pourra admettre, moyennant une diminution de prix proportionnelle. Mais je ne crois pas que l'on doive accepter comme qualité vendable et marchande les vinaigres inférieurs à 6 degrés, et j'oserai dire que ceux qui portent moins de 5 degrés de saturation devraient être saisis, comme destinés à tromper l'acheteur.

Je me résume en donnant les caractères du bon vinaigre de vin.

Ce vinaigre est limpide, d'un jaune un peu fauve et assez foncé, d'une densité de 1018 à 1020 (2°,50 à 2°,75 au pèse-vinaigre de Baumé). Il possède une saveur très-acide, mais dépourvue d'âcreté et ne rendant pas les dents rugueuses au toucher de la langue ; il se trouble un peu par le nitrate de baryte et l'oxalate d'ammoniaque, et très-faiblement par le nitrate d'argent. Il sature de 6 à 8 centièmes de son poids de carbonate de soude desséché, et doit être d'autant plus estimé que son acidité est plus forte entre ces deux limites. Il prend en se saturant une couleur de vin de Malaga et acquiert alors également une légère odeur vineuse, sans mélange d'odeur empyreumatique. Il contient environ 2gr.,5 de bitartrate de potasse par litre et ne renferme ni matière gommeuse, ni dextrine, ni glucose. Il ne contient également aucune substance métallique qui puisse prendre une couleur brun noirâtre par un sulfhydrate alcalin, ou rouge-brique par le cyanure ferroso-potassique.

Tout vinaigre qui s'éloignerait beaucoup des caractères précédents, c'est-à-dire qui serait trouble, d'un jaune très-pâle, d'une densité inférieure à 1016, d'une faible acidité et qui saturerait moins de six centièmes de carbonate de soude ;

Ou qui serait acide au point de corroder les dents, et qui précipiterait instantanément et abondamment par le nitrate de baryte ou le nitrate d'argent ;

Ou qui aurait une saveur âcre, une odeur désagréable ;

Ou qui se colorerait en brun noirâtre par le sulfhydrate de potasse, ou en rouge par le cyanure ferroso-potassique;

Ce vinaigre devrait être regardé comme suspect, et soumis à un examen ultérieur qui permît de statuer définitivement sur sa qualité.

Pharmacie.

De l'introduction de l'iodure potassique dans la pommade mercurielle; par M. Is. Kupfferschlaeger.

On s'est déjà beaucoup occupé de savoir si l'on pouvait introduire de l'iodure potassique dans de la pommade mercurielle, sans séparer du mercure et sans produire de l'iodure de mercure. Il est résulté des travaux et des rapports faits sur ce sujet, que l'on pouvait faire cette introduction sans séparer du mercure; mais que l'on ne pouvait éviter la formation de l'iodure de mercure qui se produit dans ce cas. Ce dernier fait, ainsi que l'explication que l'on donne de sa production, ne nous paraissent pas exacts, ni satisfaisants; c'est pourquoi nous allons en parler spécialement.

Peut-on introduire de l'iodure potassique dans de la pommade mercurielle, sans séparer de celle-ci du mercure, et sans qu'il se produise de l'iodure de mercure? Nous croyons pouvoir assurer qu'on peut le faire sans qu'il se sépare du mercure, et nous croyons aussi pouvoir ajouter : sans qu'il se forme de l'iodure de mercure... instantanément. Ce qui nécessite une explication.

L'incompatibilité que l'on aura pu constater entre ces deux substances, lorsque l'on aura voulu les mélanger, doit être attribuée à deux grandes causes modifiantes que nous avons signalées, et qui sont : 1° le mode de préparation avec les précautions à prendre; 2° l'influence des proportions employées. Voyons comment l'on doit procéder.

Pour introduire de l'iodure potassique dans de la pommade mercurielle, il faut le dessécher le plus parfaitement possible, puis le réduire en poudre fine et y ajouter petit à petit la pom-

made mercurielle en se servant d'un mortier non métallique. Il est préférable d'employer de la pommade mercurielle récente que de faire usage de pommade vieille. Ces précautions sont nécessaires, voici pourquoi : si l'on emploie de l'iodure potassique humide, sans le faire dessécher, l'eau qu'il contient ne se mélangeant pas avec la graisse, peut occasionner la séparation du mercure. Le même effet se produira plus rapidement encore si l'on dissout l'iodure potassique dans de l'eau. Si l'iodure potassique n'est pas réduit en poudre fine avant de l'incorporer au corps gras, la rugosité des fragments et la trituration aidant, amèneront aussi la séparation d'une quantité plus ou moins considérable de mercure, lequel tendra à s'unir à l'iode de l'iodure potassique. Quant au mortier métallique, on sait comment il agirait, nous n'avons pas besoin d'en parler.

Mais pour ce qui regarde l'état ancien ou récent de la pommade mercurielle, cela peut-il influencer l'incompatibilité et l'homogénéité du médicament à obtenir? Nous pensons que oui, et voici sur quoi nous nous fondons : c'est que l'oxygène qui se trouve renfermé dans une pommade vieille ou rancie, peut, à la longue, séparer de l'iode de l'iodure potassique en donnant de l'oxyde potassique, et mettre à nu une certaine portion d'iode qui colorera plus ou moins la pommade (1), et qui pourra se combiner à du mercure séparé de la graisse et produire ainsi de l'iodure mercureux. Ce n'est pas notre avis d'admettre qu'il se formerait de l'acide hydriodique par la décomposition de l'eau, et que cet acide attaquerait ensuite le mercure pour le transformer en iodure mercureux ; non, l'acide hydriodique ne se forme pas dans cette circonstance; c'est plutôt, comme plusieurs expériences l'ont prouvé, parce que l'iode se sépare du potassium au fur et à mesure que la graisse se rancit, et qu'il se combine directement au mercure séparé de cette dernière pour former l'iodure mercureux qui colore la pommade en vert. Si la quantité d'iodure potassique était considérable, on pourrait produire de l'iodure mercurique, peut-

(1) *Abeille médicale*, tome Ier, page 69. L'opinion de M. Cressent est conforme à la nôtre. Voyez le même ouvrage, tome 2e, où l'on conseille de remplacer l'axonge par le cérat récent.

être même de l'iodure mercurio-potassique soluble ; mais il faudrait qu'alors la proportion de l'iodure alcalin fût plus forte que celle du mercure qui se trouverait dans la pommade mercurielle. Or, si l'on prend les précautions que nous avons indiquées, on obtient une pommade homogène d'un gris cendré, sans séparation de la moindre quantité de mercure.

Maintenant, pour éviter qu'il ne s'y produise de l'iodure mercureux après l'avoir bien préparée, il faut la soustraire à l'influence de l'air et de l'humidité ; c'est-à-dire qu'il ne faut pas la laisser séjourner dans le mortier où on l'a préparée, ni la placer dans un pot qui lui ferait occuper une grande surface ; mais l'introduire de suite dans un petit pot le plus rétréci et le plus rempli possible, en ayant soin de bien le recouvrir ; on peut ainsi empêcher la formation de l'iodure mercureux. C'est ce que nous avons pu vérifier : ce n'est qu'au bout de cinq à six jours que la surface de la pommade s'est recouverte d'une mince pellicule jaune verdâtre d'iodure mercureux, tandis que le reste avait conservé sa couleur primitive (1).

Ainsi donc, en faisant préparer de petites portions à la fois et en ayant soin de prendre les précautions signalées, on peut sans difficulté aucune obtenir un mélange convenable ; on peut aussi enlever jour par jour la pellicule d'iodure mercureux qui se forme.

Dans le cas où l'on n'aurait pas le temps de dessécher l'iodure potassique et de le réduire en poudre fine (ce dernier cas n'est guère probable), voici comment on peut faire : c'est de placer l'iodure potassique dans un mortier de porcelaine ou de verre et de le réduire en poudre ; puis de le broyer avec *un peu d'axonge récente* et d'y ajouter peu à peu la quantité de pommade mercurielle prescrite ; on obtient ainsi une pommade homogène. Nous croyons que cette addition d'une petite quantité d'axonge ne constitue pas une infraction à la prescription médicale, elle n'affaiblit pas beaucoup la pommade mercurielle double, d'autant plus que l'on se sert quelquefois de la pom-

(1) M. Mialhe, dans le mémoire cité, dit aussi que le contact de l'air active la formation des composés mercuriaux solubles par les chlorures alcalins, et augmente la proportion dans le rapport de trois à onze.



made mercurielle simple qui contient encore plus d'axonge et moins de mercure.

Comme on le voit par tout ce qui précède, l'iodure potassique et la pommade mercurielle ne sont pas absolument incompatibles, d'une incompatibilité telle qu'on doive renoncer à les associer; non, on peut, en s'y prenant convenablement, obtenir un médicament homogène avec ces deux substances ainsi que nous l'avons démontré, et ce précieux médicament pourra être prescrit et employé, pensons-nous, avec toute sécurité.

Revue Médicale.

— **Action du nitrate d'argent sur les liquides et les solides du corps humain**; par Keller. — Keller, frappé de la divergence des opinions qui règnent dans les auteurs relativement à l'action sur l'organisme du nitrate d'argent, a fait quelques recherches de chimie physiologique sur ce sel. — Aujourd'hui on est généralement d'accord sur les bons effets qu'on retire de son emploi extérieur dans les affections de la muqueuse de l'œil et de celle qui tapisse les organes de la génération, ainsi que de son usage comme caustique dans diverses maladies. — Ces effets s'expliquent aisément par la propriété que possède ce sel de coaguler l'albumine des tissus, et d'en précipiter les matières extractives, en d'autres termes, de détruire leur vitalité. En outre, il décompose le chlorure de sodium qui se trouve en même temps que les phosphates dans tous les liquides sécrétés, de sorte qu'il en résulte un chlorure et un phosphate d'argent insolubles. L'application fréquente de cet agent sur les cellules d'épithélium qui existent à la surface des membranes muqueuses, en même temps qu'elle détermine une séparation rapide de ces cellules, est suivie de leur reproduction prompte et abondante.

La question n'est pas aussi simple à résoudre relativement à l'usage interne de ce sel. Keller a fait sept expériences dans le but de s'assurer jusqu'à quel point le nitrate d'argent, pris à l'intérieur, pénètre dans les liquides sécrétés et excrétés. Il a examiné le sang, l'urine, les matières fécales de malades qui, pendant plusieurs mois, ont pris du nitrate d'argent en grande quantité; il a également étudié l'effet que produit l'association directe du suc gastrique au nitrate d'argent. Sept épileptiques ont avalé des doses de nitrate d'argent qui ont varié de 3 à 12 grains par jour, et cela pendant des mois entiers, de sorte que quelques-uns d'entre eux ont ingéré jusqu'à 68 grammes de ce sel, mais sans aucune influence sur la maladie et sans aucune action directe sur

l'économie, pas même la coloration brune de la peau. Or le sang n'a jamais présenté rien de particulier, si ce n'est l'accroissement de sa quantité d'albumine, que l'auteur a signalée comme propre aux épileptiques ; l'urine n'a de son côté offert rien d'anormal. Les matières fécales renfermaient, sous forme de chlorure d'argent, la totalité du nitrate administré. Mélangé directement avec le suc gastrique, la totalité de l'argent a été précipitée à l'état de chlorure par les chlorures de sodium et de potassium que ce liquide contient normalement, d'où Keller conclut que quand on administre le nitrate d'argent, il n'en pénètre pas un atome dans le sang ; c'est au point qu'il attribue à une coïncidence fortuite la coloration bronzée que présente la peau des personnes traitées par le sel argentique. — Pour moi, tout en ayant confiance dans la sincérité des assertions de Keller, je ne doute pas que le sang ne se charge, du moins temporairement, d'une certaine quantité d'azotate d'argent, et je n'en veux pour preuve que la coloration bronzée des épileptiques traités par cet agent. — Si Keller n'a pu déceler sa présence, c'est qu'il a expérimenté sur de trop minimes quantités de sang, ou avec des réactifs imparfaits.

— **Empoisonnement par du lait de vache naturel.** — Un domestique trait ses trois vaches dans une seille en bois, et passe le lait dans un vase en grès. Le soir, huit personnes sur neuf en boivent ; huit personnes sont malades. Elles éprouvent de la diarrhée, des vomissements, de la fièvre.

Le lendemain, une voisine répète l'opération de la traite exactement de la même manière. Quatre personnes prennent du lait ainsi obtenu, trois éprouvent une violente indigestion. — Il faut noter que dès le premier jour de la traite, une des vaches avait le pis engorgé, et qu'elle paraissait malade. — Ces faits provoquèrent une enquête judiciaire, en raison de la suspicion d'empoisonnement. Plusieurs chimistes furent chargés d'examiner le lait. Ils n'y trouvèrent les traces d'aucune substance toxique minérale, ni végétale. Ils conclurent : que les accidents développés par l'ingestion du lait pouvaient être attribués à l'altération de ce liquide, soit par des plantes nuisibles à l'homme et dont les vaches se seraient nourries, soit par la maladie dont une des vaches était atteinte.

Il y avait encore à invoquer une troisième hypothèse, plus probable encore que les deux indiquées plus haut ; je veux parler de celle qui consistait à supposer que le lait s'était altéré spontanément dans les vaisseaux galactifères. On observe fréquemment chez la femme cette espèce de maladie.

On voit chez des nourrices dont *les seins sont malades*, le lait conserver les qualités bienfaisantes pour le nouveau-né, tandis qu'il est au contraire la cause d'indigestions continuelles dans certains cas où il pro-

vient de femmes dont *les mamelles sont saines*, et dont la santé générale paraît excellente. Dans ces circonstances, en raison de causes qui nous échappent, le lait devient malade, se décompose, ses globules se soudent, se ramifient et se transforment en végétations amorphes. Un tel lait est un poison véritable pour l'homme. Il est probable que celui de vache est susceptible des mêmes altérations, que le microscope aurait révélées aux experts, s'ils s'en étaient servis.

— **Variole spontanée chez le cheval**; par M. Petelard. — Une jument, après quelques jours de malaise, présenta une éruption caractérisée par des pustules arrondies, peu élevées, aplaties à leur sommet, portant dans leur milieu une dépression ombiliquée, et entourées d'une auréole inflammatoire. Un liquide séro-sanguin s'échappait des pustules déchirées, et humectait la surface de la plaie. — Au septième jour, les symptômes morbides se calmèrent, la guérison s'opéra, et les cicatrices laissées par les boutons furent de tout point semblables à celles observées sur l'homme.

De plus, la maladie de la jument, c'est-à-dire la variole, se communiqua au maître de la jument, au palefrenier et au vétérinaire qui l'avaient touchée.

— Cette observation est remarquable à plus d'un titre, comme toutes celles qui se rapportent à des maladies propres à l'homme et qui se manifestent spontanément chez les animaux.

En effet, nous avons tout lieu d'espérer que le vaccin découvert chez la vache n'est pas le seul préservatif contre nos propres maladies que nous puissions emprunter aux animaux. — M. Rayer a reconnu que la fièvre typhoïde se développait chez l'âne à peu près comme chez l'homme. Le typhus ravage l'espèce bovine dans certaines contrées, comme il décime nos armées pendant certaines guerres. Qui sait si l'inoculation à l'homme d'un liquide emprunté aux animaux qui sont atteints de cette maladie ne serait pas la *vaccine* de cette terrible affection? Au moins l'introduction de la salive des bœufs atteints de typhus sous la peau des animaux sains, pratiquée par un propriétaire hongrois, a-t-elle communiqué à ceux-ci une maladie légère, de courte durée, mais qui les rendait réfractaires à l'invasion du fléau. — Qui sait si, à l'aide d'un artifice analogue, on ne parviendrait pas à diminuer les ravages de la fièvre typhoïde, soit qu'on essayât l'inoculation de l'animal à l'homme, ou de l'homme à l'homme lui-même?

Dr E. B.

Extrait du Procès-Verbal

De la séance de la Société de Pharmacie de Paris, du 4 novembre 1846.

Présidence de M. Vée.

M. Stanislas Martin, déjà connu de la Société par un envoi précédent, lui transmet une Note sur le Pao-Pereira, précédée de quelques considérations critiques sur les abus qui se commettent dans la plupart des établissements de bains, relativement à l'exercice de la pharmacie.

La correspondance imprimée comprend :

1° Un numéro du Journal de Pharmacie et de Chimie; 2° un numéro du Journal de Pharmacie du Midi; 3° trois brochures anglaises portant les titres suivants : I. Sur la Résine du chamvre indien, par And. Smith; II. Procédé pour préparer la cannabine, ou résine de chanvre, par And. Smith; III. Sur l'Extrait de chanvre indien, par Andrew Robertson (ces trois brochures sont renvoyées à l'examen de M. Pelletier); 4° la deuxième édition de l'Officine, par Dorvault (renvoyée à M. Durozier); 5° une lettre à MM. les membres de la Commission permanente du Congrès médical, qui expose à la Société la situation actuelle de la pharmacie en France, et qui lui soumet un projet de pétition à MM. les membres de la Chambre des députés, pour qu'ils veuillent bien prendre en considération les vœux du Congrès. Ce projet de pétition, lu en entier, est adopté et signé par chacun des membres de la Société. 6° Une brochure intitulée : Étude sur le suc exprimé de la racine de valériane, par Antonio Galvani. — L'auteur, dans cette Note, tend à prouver que l'essence de valériane ne préexiste pas dans la racine, mais qu'elle est le résultat d'une transformation secondaire. 7° Une autre brochure du même auteur, ayant pour titre : De la Métamorphose organique qui accompagne la combinaison de l'oxyde de zinc avec l'acide valérianique, monohydraté. Ces deux brochures sont renvoyées à M. Gaultier de Claubry.

A l'occasion de la correspondance, M. Bussy offre à la Société

de la part de l'auteur, M. Edmond Robiquet, une thèse intitulée : Recherches sur le suc d'aloès. Après avoir exposé les points principaux de ce travail, il fait part à la Société du désir qu'a M. Robiquet d'être admis comme candidat au titre de membre résidant. — La présentation est faite par MM. Guibourt et Soubeiran. — MM. Soubeiran, Guibourt et Bussy sont chargés de présenter le rapport d'admission.

M. Bussy rend compte des séances de l'Institut. A l'occasion du coton inflammable de M. Schonbeïn, il développe, au point de vue scientifique, les intéressants résultats auxquels on est déjà parvenu. Il insiste sur les deux qualités principales qui recommandent ce nouveau combustible à l'attention des experts industriels : d'un côté, il brûle sans résidu, ou du moins le résidu qu'il laisse peut être considéré comme nul, quand on le compare à celui que laisse un pareil poids de poudre ordinaire; d'un autre côté, sa combustion est rapide et pour ainsi dire instantanée, ce qui fait qu'en ne donnant pas plus de gaz sous le même poids que la poudre ordinaire, il donne cependant une puissance de propulsion infiniment plus grande.

En exposant ce coton à l'action d'une température croissante, dans une petite étuve progressivement chauffée, on le voit brûler tout d'un coup spontanément vers 175°. La percussion, le frottement ne paraissent point déterminer l'inflammation du coton-poudre; cependant, quand il est bien préparé et bien sec, il peut prendre feu entre les mains même de l'opérateur, comme cela s'est vu à l'égard de M. Larocque, préparateur de l'Ecole. Enfin, pour donner une idée de cette combustion, M. Bussy fait apporter un échantillon de coton-poudre préparé à son labotoire, et il l'enflamme sous les yeux de la Société. Chacun peut remarquer que la combustion est rapide et complète.

M. Boutron ajoute aux détails donnés par M. Bussy quelques considérations relatives au pouvoir propulseur du coton-poudre. — Il cite diverses expériences desquelles il résulte qu'avec quelques décigrammes de ce coton bien préparé, on a pu porter une balle de fusil à la distance de plus de 700 mètres. Relativement à la préparation de cette matière combustible, M. Boutron fait ressortir tous les dangers qui résultent de sa facilité même, l'acide nitrique du commerce pouvant convenir

comme l'acide monohydraté, pourvu qu'on le mêle à un volume égal au sien d'acide sulfurique concentré.

M. Figuier lit un rapport en son nom et en celui de M. Bouchardat, sur un travail de M. Clary, intitulé : Non-absorption du sulfate de quinine par la méthode iatraleptique. Après avoir discuté toutes les considérations théoriques qu'on peut établir sur l'emploi du sulfate de quinine en frictions, et qu'on peut déduire de l'état acide ou alcalin de telle ou telle sécrétion, M. le rapporteur arrive à admettre, avec M. Clary, que le sulfate de quinine n'est jamais absorbé dans cette circonstance, à moins que son application ne porte sur une partie essentiellement poreuse et vasculaire, comme l'est le tégument de la langue. Il cite, à cet égard, les préparations d'or qui sont journellement employées dans le midi de la France, et dont l'absorption par le tissu de la langue ne saurait être constatée en présence des résultats obtenus. En concluant, M. Figuier propose que des remercîments soient adressés à M. Clary pour son intéressante communication.

M. Thieullen ne partage point l'opinion du rapporteur sur le défaut d'action du sulfate de quinine en application externe. Il est d'un pays où les fièvres sont communes et où l'on voit souvent, dans un hôpital, des centaines de malades atteints de fièvres plus ou moins fortes. L'usage est alors de les frictionner avec la pommade au sulfate de quinine ; et, certes, on n'emploierait pas un médicament aussi cher, si l'expérience n'avait appris à compter avec quelque certitude sur son action. Pour son compte, il a été témoin de guérisons opérées par ce moyen.

M. Soubeiran rappelle un mémoire de M. Tripier, qui a paru dans ces derniers temps dans le Journal de Pharmacie, et dans lequel l'auteur établit, par une suite d'expériences nombreuses, qu'en effet l'absorption de la quinine ne se fait bien que quand elle est *dissoute* par un corps gras.

M. Blondeau rappelle que M. Hervez de Chégoin ayant prescrit à un malade atteint de fièvre des frictions avec la pommade au sulfate de quinine, celui-ci éprouva, au bout de très-peu de temps, une sensation très-manifeste de saveur amère.

M. Dubail fait remarquer que, d'après les observations contradictoires faites par différents praticiens, on doit rester encore

dans le doute sur l'action du sulfate de quinine employé à l'extérieur. Toutefois, il lui semble que la forme de pommade doit être plus favorable à l'absorption du médicament, si le médicament est absorbable, que celle de solution ou de toute autre préparation aqueuse, parce qu'on sait que les pores de la peau se laissent plus facilement traverser par les corps de nature grasse que par l'eau.

M. Bouchardat, pour répondre à une interpellation de M. Thieullen, dit que M. Figuier et lui se sont livrés, à l'hospice Beaujon, à de nombreuses expériences dont le rapport oublie en effet de rendre compte, mais qui n'en ont pas moins suivi de base à leur jugement. Quoi qu'il en soit, et malgré le résultat constamment négatif de ces expériences, il ajoute qu'il veut user de restriction jusqu'à nouvel ordre, et ne point se prononcer d'une manière positive sur une question qui, pour lui, admet encore des doutes.

M. F. Boudet s'explique l'action variable du sulfate de quinine d'après la nature également variable des sécrétions aux parties frictionnées. Toutefois, il n'admet pas que l'alcalinité des sécrétions puisse être telle qu'elle contre-balance et détruise l'acidité du sulfate de quinine, si on a eu la précaution d'employer un sulfate acide. Il regarde donc l'action thérapeutique de ce sel à l'extérieur comme n'étant pas suffisamment établie, et demande que le rapport soit corrigé en ce qu'il présente de trop absolu.

M. Vée, président, appelle l'attention de la Société sur les véritables conclusions du rapport, qui sont d'adresser des remercîments à M. Clary pour sa communication. — Ces conclusions sont mises aux voix et adoptées.

M. Figuier communique à la Société les points principaux d'un travail qu'il a entrepris sur les eaux de Wiesbade, et dont il a entretenu récemment l'Académie des sciences. Ce travail tend à établir, conformément aux idées de Walchner, qu'il existe des qualités assez notables d'arsenic dans le résidu de ces eaux.

M. Vuaflart communique quelques observations critiques sur les dispositions adoptées par l'ordonnance du 29 octobre, concernant la vente des substances vénéneuses. Il fait ressortir

aux yeux de la Société tout ce que cette ordonnance présente d'impraticable pour la pharmacie, et il propose que des commissaires désignés rédigent un ensemble d'observations que la Société soumettrait ensuite à l'appréciation du ministre.

Cette proposition étant adoptée, M. le président désigne comme commissaires MM. Bussy, Garot, Blondeau, Vuaflart et Guillemette.

M. Chatin expose les résultats d'une analyse qu'il a faite de l'eau d'une source ferrugineuse située dans le parc de Versailles, près le mur de Trianon. Cette source ayant déposé à son point d'immergence une grande quantité de boue ocracée, M. Chartin a reconnu dans cette boue l'existence d'une proportion très-facilement appréciable d'arsenic et des traces de cuivre. — Pour réussir dans ces sortes de recherches, il regarde comme une condition indispensable de détruire la matière organique à l'aide de l'acide sulfurique additionné de quelques gouttes d'acide azotique.

M. Guibourt présente à la Société des tubes flexibles, et dans lesquels l'inventeur a remplacé les spirales ordinaires en fil de fer par des spirales en baleine.

Rapport fait à la société de Pharmacie au nom de la commission des prix composée de MM. BUSSY, BOUTIGNY, CHATIN, DUBLANC et BOUCHARDAT, rapporteur.

Vous avez renvoyé à notre examen les mémoires qui vous sont parvenus en temps utile, et qui se rapportent à l'analyse de la scille. Ils sont au nombre de trois. La communication inscrite sous le nº 1 est plutôt l'annonce d'un travail à réaliser que l'exposition de recherches exécutées, et d'ailleurs l'auteur l'ayant signée ne la destinait pas certainement à concourir. Nous ne devons pas vous en entretenir davantage.

Nos conclusions ne devant être favorables à aucun des deux mémoires inscrits sous les nºs 2 et 3, pour laisser les droits des auteurs entiers, nous nous bornerons à vous dire que ni l'un ni l'autre des concurrents n'a isolé le principe actif de la scille, et que la commission est d'avis de ne pas décerner le prix. Nous regrettons de n'avoir pas à récompenser d'heureux efforts. Voulant

atteindre le double but de perfectionner l'analyse d'un médicament utile et de rappeler l'attention des travailleurs sur les recherches d'analyse immédiate où tant de pharmaciens se sont signalés, nous avons l'honneur de vous proposer de proroger le terme du concours jusqu'au 1er juillet 1847.

Permettez-nous, avant de terminer, de donner quelques conseils aux futurs compétiteurs.

L'extraction du principe actif de la scille peut être très-difficile. Plusieurs efforts infructueux semblent l'annoncer, mais celle du principe actif de la digitale ne l'était pas moins et cependant l'appel de la Société a fini par porter des fruits.

Le ou les principes actifs peuvent ne pas préexister dans la scille et se développer sous des influences analogues à celles qui donnent naissance aux huiles essentielles, d'amandes amères, de moutarde. C'est une question préjudicielle qui dans le cas spécial est très-digne d'intérêt.

Un des principes actifs de la scille peut appartenir à ce groupe de corps neutres (salicine, digitaline) dont quelques-uns sont immédiatement altérables sous l'influence de la moindre trace d'alcali, et qui peuvent même être rendus incristallisables à l'ébullition dans un dissolvant neutre. Nous avons la conviction qu'en profitant des progrès nouveaux qu'a faits l'analyse immédiate, le but que vous proposez d'extraire de la scille le ou les principes actifs purs et bien définis pourra être atteint.

La Société adoptant les conclusions de ce rapport a prorogé jusqu'au 1er juillet 1847, le terme pour l'envoi des mémoires relatifs à l'analyse de la scille.

CONCOURS ANNUEL DE L'ÉCOLE DE PHARMACIE DE PARIS.

Prix décernés par l'École de Pharmacie dans sa séance de rentrée, le 16 novembre, aux élèves de l'École pratique qui ont participé au concours ouvert à la fin de l'année scolaire 1845-1846.

Premier prix. M. Baudrimont (Marie-Victor-Ernest), âgé de 25 ans. Né à Compiègne.

Deuxième prix. M. Robert (François), âgé de 26 ans. Né à Longueville, département du Nord.

Mention honorable. M. Gondard (Louis-Antoine-Germain), âgé de 27 ans. Né à Villiers sur Morin (Seine-et-Marne).

Ordonnance du roi sur la vente des poisons.

LOUIS-PHILIPPE, Roi des Français,

A tous présents et à venir, salut.

Vu la loi du 19 juillet 1845, portant :

« Art. 1er. Les contraventions aux ordonnances royales, portant » règlement d'administration publique sur la vente, l'achat et l'emploi » des substances vénéneuses, seront punies d'une amende de 100 fr. à » 3,000 fr., et d'un emprisonnement de six jours à deux mois, sauf » application, s'il y a lieu, de l'art. 463 du Code pénal.

« Dans tous les cas, les tribunaux pourront prononcer la confiscation » des substances saisies en contravention.

« Art. 2. Les art. 34 et 35 de la loi du 21 germinal an XI seront » abrogés, à partir de la promulgation de l'ordonnance qui aura statué » sur la vente des substances vénéneuses. »

Sur le rapport de notre ministre secrétaire d'État de l'agriculture et du commerce,

Notre conseil d'État entendu,

Nous avons ordonné et ordonnons ce qui suit :

TITRE Ier. — *Du commerce des substances vénéneuses.*

Art. 1er. Quiconque voudra faire le commerce d'une ou de plusieurs des substances comprises dans le tableau annexé à la présente ordonnance, sera tenu d'en faire préalablement la déclaration devant le maire de la commune, en indiquant le lieu où est situé son établissement.

Les chimistes, fabricants ou manufacturiers, employant une ou plusieurs desdites substances, seront également tenus d'en faire la déclaration dans la même forme.

Ladite déclaration sera inscrite sur un registre à ce destiné, et dont un extrait sera remis au déclarant : elle devra être renouvelée, dans le cas de déplacement de l'établissement.

Art. 2. Les substances auxquelles s'applique la présente ordonnance ne pourront être vendues ou livrées qu'aux commerçants, chimistes, fabricants ou manufacturiers qui auront fait la déclaration prescrite par l'article précédent, ou aux pharmaciens.

Lesdites substances ne devront être livrées que sur la demande écrite et signée de l'acheteur.

Art. 3. Tous achats ou ventes de substances vénéneuses seront inscrits sur un registre spécial, coté et parafé par le maire ou par le commissaire de police.

Les inscriptions seront faites de suite et sans aucun blanc, au moment même de l'achat ou de la vente ; elles indiqueront l'espèce et la quantité des substances achetées ou vendues, ainsi que les noms, professions et domicile des vendeurs ou des acheteurs.

Art. 4. Les fabricants et manufacturiers, employant des substances vénéneuses, en surveilleront l'emploi dans leur établissement et constateront cet emploi sur un registre établi conformément au premier paragraphe de l'art. 3.

TITRE II. — *De la vente des substances vénéneuses par les pharmaciens.*

Art. 5. La vente des substances vénéneuses ne peut être faite, pour l'usage de la médecine, que par les pharmaciens et sur la prescription d'un médecin, chirurgien, officier de santé, ou d'un vétérinaire breveté.

Cette prescription doit être signée, datée et énoncer en toutes lettres la dose desdites substances, ainsi que le mode d'administration du médicament.

Art. 6. Les pharmaciens transcriront lesdites prescriptions avec les indications qui précèdent sur un registre établi dans la forme déterminée par le § 1er de l'art. 3.

Ces transcriptions devront être faites de suite et sans aucun blanc.

Les pharmaciens ne rendront les prescriptions que revêtues de leur cachet et après y avoir indiqué le jour où les substances auront été livrées, ainsi que le numéro d'ordre de la transcription sur le registre.

Ledit registre sera conservé pendant vingt ans au moins, et devra être représenté à toute réquisition de l'autorité.

Art 7. Avant de délivrer la préparation médicale, le pharmacien y apposera une étiquette indiquant son nom et son domicile, et rappelant la destination interne ou externe du médicament.

Art. 8. L'arsenic et ses composés ne pourront être vendus pour d'autres usages que la médecine, que combinés avec d'autres substances.

Les formules de ces préparations seront arrêtées sous l'approbation de notre ministre secrétaire d'État de l'agriculture et du commerce, savoir :

Pour le traitement des animaux domestiques, par le conseil des professeurs de l'école royale vétérinaire d'Alfort ;

Pour la destruction des animaux nuisibles et pour la conservation des peaux et objets d'histoire naturelle, par l'école de pharmacie.

Art. 9. Les préparations mentionnées dans l'article précédent ne pourront être vendues ou délivrées que par les pharmaciens et seulement à des personnes connues et domiciliées.

Les quantités livrées, ainsi que le nom et le domicile des acheteurs, seront inscrits sur le registre spécial, dont la tenue est prescrite par l'art. 6.

Art. 10. La vente et l'emploi de l'arsenic et de ses composés sont interdits pour le chaulage des grains, l'embaumement des corps et la destruction des insectes.

TITRE III. — *Dispositions générales.*

Art. 11. Les substances vénéneuses doivent toujours être tenues, par les commerçants, fabricants, manufacturiers et pharmaciens, dans un endroit sûr et fermé à clef.

Art. 12. L'expédition, l'emballage, le transport, l'emmagasinage et l'emploi doivent être effectués par les expéditeurs, voituriers, commerçants et manufacturiers, avec les précautions nécessaires pour prévenir tout accident.

Les fûts, récipients ou enveloppes ayant servi directement à contenir les substances vénéneuses, ne pourront recevoir aucune autre destination.

Art. 13. A Paris et dans l'étendue du ressort de la préfecture de po-

lice, les déclarations prescrites par l'article 1er seront faites devant le préfet de police.

Art. 14. Indépendamment des visites qui doivent être faites en vertu de la loi du 21 germinal an XI, les maires ou commissaires de police, assistés, s'il y a lieu, d'un docteur en médecine désigné par le préfet, s'assureront de l'exécution des dispositions de la présente ordonnance.

Ils visiteront, à cet effet, les officines des pharmaciens, les boutiques et magasins des commerçants et manufacturiers vendant ou employant lesdites substances. Ils se feront représenter les registres mentionnés dans les art. 1er, 3, 4 et 7, et constateront les contraventions.

Leurs procès-verbaux seront transmis au procureur du roi, pour l'application des peines prononcées par l'art. 1er de la loi du 19 juillet 1845.

Art. 15. Notre ministre secrétaire d'État au département de l'agriculture et du commerce, et notre garde des sceaux, ministre secrétaire d'État de la justice et des cultes, sont chargés, chacun en ce qui le concerne, de l'exécution de la présente ordonnance.

Fait au palais de Saint-Cloud, le 29 octobre 1846.

Tableau des substances vénéneuses annexé à l'ordonnance du 29 *octobre* 1846.

Acétate de mercure.
de morphine.
de zinc.
Acide arsénieux ; composés et préparations qui en dérivent.
Acide cyanhydrique.
Aconit et ses composés.
Alcool sulfurique (eau de Rabel).
Anémone pulsatile et ses préparations.
Angusture fausse et ses préparations.
Atropine.
Belladone et ses préparations.
Brucine et ses préparations.
Bryone et ses préparations.
Cantharides et leurs préparations.
Carbonate de cuivre et d'ammoniaque.
Cévadille et ses préparations.
Chlorure d'antimoine.
de morphine.
ammoniaco-mercuriel.
Chlorures de mercure.
Ciguë et leurs préparations.
Codéine et ses préparations.
Colchique et ses préparations.
Coloquinte et ses préparations.
Conicine et ses préparations.
Coque du Levant et ses préparations.
Cyanure de mercure.
Daturine.
Digitale et ses préparations.
Élaterium et ses préparations.

Ellébore blanc et noir et leurs préparations.
Emétine.
Émétique (tartrate de potasse et d'antimoine).
Épurge et ses préparations.
Euphorbe et ses préparations.
Fèves de saint Ignace; préparations qui en dérivent.
Huile de cantharides.
de ciguë.
de croton tiglium.
d'épurge.
Iodure d'ammoniaque.
d'arsenic.
de potassium.
de mercure.
Kermès minéral.
Laudanum; composés et mélanges.
Laurier-cerise et ses préparations.
Liqueur arsenicale de Pearson.
de Fowler.
Morphine et ses composés.
Narcéine.
Narcisse des prés.
Narcotine.
Nicotianine.
Nicotine.
Nitrate ammoniaco-mercuriel.
Nitrates de mercure.
Opium.
Oxyde de mercure.
Picrotoxine.
Pignons d'Inde.
Rhus radicans.
Sabine.
Solanine.
Soufre doré d'antimoine.
Seigle ergoté; préparations qui en dérivent.
Staphysaigre.
Sulfate de mercure.
Strychnine et ses composés.
Tartrate de mercure.
Turbith minéral.
Vératrine.

Vu pour être annexé à l'ordonnance royale du 29 octobre 1846.

· *Note du Rédacteur*. L'ordonnance qui précède soulève des objections très-graves que l'École de pharmacie se propose d'adresser au ministre. Elle avait été consultée à ce sujet; mais l'ordonnance n'a tenu aucun compte de ses observations. Nous reviendrons plus tard sur ce sujet.

Comptes rendus des Travaux de Chimie.

DUMAS. — Recherches sur le sang.

Jusqu'à présent on ne connaissait pas le moyen de se procurer les globules débarrassés des autres principes du sang, et même en faisant usage de certains sels capables de dissoudre ces globules, il n'avait pas été possible de les recueillir sans altération.

M. Dumas (1) admet que ce manque de réussite provient d'une véritable asphyxie des globules par l'effet de l'accès insuffisant de l'air, dès qu'ils se trouvent soustraits à la circulation ; il suffit donc de suppléer à ce défaut d'air par une ventillation artificielle, pour éviter l'altération des globules pendant qu'on les sépare du sang.

L'analyse élémentaire des globules a donné à l'auteur les résultats suivants, abstraction faite des cendres :

	Globules du sang		
	de femme.	de chien.	de lapin.
Carbone.	55,1	55,1 — 55,4	54,1
Hydrogène.	7,1	7,2 — 7,1	7,1
Azote..	17,2	17,3 — 17,3	17,5
Oxygène etc. . . .	20,9	20,4 — 20,2	21,3

Les globules appartiennent donc aux matières albuminoïdes. Si le carbone qu'ils renferment s'élève à un chiffre un peu supérieur à celui de la caséine et de l'albumine, c'est que dans les globules rouges il existe une matière colorante bien plus carbonée qu'elles.

A. SCHLIEPER. — Action des vapeurs cyaniques sur l'huile de pommes de terre.

L'huile de pommes de terre absorbe avec avidité les vapeurs qui se produisent par l'action de la chaleur sur l'acide cyanurique. Au bout de quelque temps, le liquide se prend en une bouillie de

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVII, p. 452.

cristaux qu'on purifie par la cristallisation dans l'eau bouillante.

M. Schlieper y a trouvé :

$$C^{21}H^{42}N^{6}O^{9}.$$

Ce corps forme des écailles nacrées, grasses au toucher et sans odeur ni saveur. L'eau froide ne le dissout pas; sa solution dans l'eau chaude n'agit pas sur les couleurs végétales et ne précipite pas les solutions métalliques.

Il est fort soluble dans l'alcool et l'éther; l'eau le précipite de ces solutions. L'ammoniaque, l'acide nitrique, le chlore, le brome et l'hydrogène sulfuré n'y agissent pas.

Il fond à une douce chaleur, et se sublime sans altération; toutefois son point de fusion est assez rapproché du point où il se décompose. Quand on le chauffe au-dessus de 100°, il entre en ébullition, dégage de l'huile de pommes de terre, et laisse un résidu d'acide cyanurique. A chaud, d'ailleurs, les alcalis fixes dégagent déjà du nouveau corps de l'huile de pommes de terre.

La formule indiquée correspond à 3 éq. d'huile de pommes de terre et 2 éq. d'acide cyanurique :

$$C^{21}H^{42}N^{6}O^{9}=3C^{5}H^{12}O+2C^{3}H^{3}N^{3}O^{3}.$$

M. Schlieper a fait quelques essais, dans le but de préparer l'éther salicylique de l'huile de pommes de terre; mais toutes ses tentatives ont échoué.

A. SCHLIEPER. — Produits de décomposition de la gélatine par l'acide chromique.

Les meilleures proportions pour oxyder la gélatine par l'acide chromique sont celles qui ont déjà été indiquées par M. Marchand, savoir : 2 p. de colle forte ordinaire, 8 p. de bichromate de potasse, 15 p. d'acide sulfurique et 50 p. d'eau. On peut diminuer un peu la dose de l'acide sulfurique, mais il ne faut pas l'augmenter, autrement l'opération ne réussirait pas et l'on n'obtiendrait que de l'acide formique (1). On laisse d'abord la colle se gonfler dans l'eau et l'on y ajoute ensuite l'acide sulfurique; quand le mélange est refroidi, on le verse dans une

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 1.



cornue contenant le bichromate en poudre fine. On distille en refroidissant convenablement ; on arrête l'opération quand la masse commence à se boursoufler.

Le produit distillé est trouble, réagit acide, et a fortement l'odeur de l'acide prussique, qu'on y découvre en grande quantité.

On rectifie le produit distillé sur de l'oxyde de mercure, en ne recueillant que les premières portions; dès que le liquide qui passe, a perdu son odeur aromatique et est franchement acide, on peut être certain que toutes les parties huileuses ont passé. La quantité de liquide qu'il faut ainsi distiller s'élève à 1/15 ou à 1/20 de la totalité. Nous arriverons tout à l'heure aux parties huileuses ; passons d'abord aux *acides volatils*.

Après avoir séparé les parties huileuses, on changea de récipient, et l'on continua la distillation. Il passa alors un liquide trouble qui contenait les acides volatils en dissolution. On neutralisa par l'eau de baryte, et après avoir évaporé, on décomposa les sels de soude par du sulfate de soude, et l'on soumit le sel de soude à la distillation avec de l'acide sulfurique dilué. Le produit qu'on obtint ainsi était une solution aqueuse et concentrée des acides volatils; il avait une forte odeur de vinaigre et de fromage.

Pour effectuer la séparation de ces acides, on satura le liquide par du carbonate de soude et l'on évapora à siccité; le sel de soude desséché fut réduit en poudre et délayé dans de l'acide sulfurique étendu (1 p. d'acide pour 3 p. d'eau) dans un verre cylindrique et étroit. Le liquide se divisa en deux couches : l'une était aqueuse et cristallisa en partie; l'autre, qui surnageait, était huileuse. Il résulte des analyses de M. Schlieper que cette dernière était un mélange d'*acide acétique* et d'*acide valérianique*; l'acide cristallisable avait la composition et tous les caractères de l'*acide benzoïque*.

L'*acide prussique* était resté en combinaison avec l'oxyde de mercure, sous la forme d'un cyanure surbasique

$$[2(CHgN) + Hg^2O].$$

Cette combinaison a été décrite par M. Berzélius dans son *Traité de Chimie*, édit. all., III, p. 871.

L'identité des corps précédents a été démontrée par l'analyse.

Pour extraire les huiles volatiles produites par l'acide chro-

mique, on rectifia à plusieurs reprises les portions aqueuses qui avaient passé les premières, de manière à ne recueillir chaque fois que les premières portions qu'on rectifia à leur tour. On obtint enfin un liquide aqueux, à la surface dulaquel la partie volatile s'était séparée sous forme huileuse; on satura l'eau par le chlorure de calcium, on décanta et l'on rectifia sur du chlorure de calcium fondu.

Cette huile renfermait deux corps particuliers, qu'on sépara à l'aide de la différence de leur température débullition.

Valéronitrile. — L'huile la moins volatile est très-fluide, limpide et incolore. Elle est plus légère que l'eau et présente une densité de 0,81; elle se dissout dans l'eau en quantité assez sensible, et distille aisément avec les vapeurs d'eau. Elle est neutre et possède une saveur âcre et aromatique; son odeur ressemble à celle de l'huile d'amandes amères ou de l'hydrure de salicyle. Elle brûle avec une flamme blanche et lumineuse.

Elle renferme :

$$C^5H^9N.$$

L'acide hydrochlorique et l'acide nitrique ne l'altèrent pas, mais l'acide sulfurique concentré la convertit en *acide valérianique* qui devient libre et en sulfate d'ammoniaque. L'ammoniaque n'y agit point.

Le valéronitrile se dissout dans l'alcool et l'éther en toutes proportions; il fond à 125° c. Le chlore et le brome l'attaquent au soleil.

Valéracétonitrile. — C'est une huile volatile, d'une odeur qui ressemble à celle du corps précédent, mais plus agréable. Elle bout déjà entre 68° et 70°. Sa densité est de 0,79. Sa saveur est âcre.

On y a constaté par l'analyse :

$$C^{12}H^{24}N^2O^2.$$

L'ammoniaque, l'acide hydrochlorique et l'acide sulfurique ne l'altèrent pas, mais l'acide sulfurique concentré lui fait éprouver une décomposition semblable à celle du corps précédent; il se forme, en effet, du sulfate d'ammoniaque, en même temps que de *l'acide acétique* et de *l'acide valérianique* deviennent libres.

$$C^{12}H^{24}N^2O^2 + 7H^2O = 2N^2H^6 + C^5H^{10}O^2 + 4C^2H^4O^2.$$

Si l'on y fait passer du chlore, le liquide s'échauffe et il se dépose, par le refroidissement, de beaux cristaux d'une combinaison chlorée. Le brome agit de la même manière, en produisant deux corps, l'un en petites aiguilles, l'autre liquide, attaquant vivement les yeux et les organes olfactifs.

A la fin de la distillation du produit brut qui donne les deux huiles précédentes, M. Schlieper a obtenu une huile pesante qui avait une odeur de cannelle, mais qu'il n'a pu étudier faute d'en avoir assez.

MULDER.— Composition du sucre de gélatine.

J'ai communiqué plus haut l'analyse que M. Laurent a faite du sucre de gélatine, et qui confirme la formule $C^2H^5NO^2$, proposée par moi en remplacement des formules de MM. Boussingault et Mulder.

M. Mulder a repris ses anciennes analyses, en opérant cette fois sur un produit qui avait été cristallisé à plusieurs reprises dans l'alcool faible; il pense que ses premières expériences avaient donné un peu trop de carbone par suite de la présence, dans le sucre de gélatine, d'une petite quantité de leucine.

La substance séchée à 120° a donné : carbone, 32,11; hydrogène, 6,85; azote, 18,73, c'est-à-dire sensiblement les mêmes nombres déjà obtenus par M. Laurent.

On mit en digestion de l'oxyde de cuivre avec de l'eau et du sucre de gélatine, et l'on évapora à cristallisation Les cristaux séchés à 160° se sont trouvés contenir : carbone, 22,83; hydrogène, 3,86, et oxyde de cuivre, 37,14. Ces nombres s'expriment par la formule :

$$C^2(H^4Cu)NO^2.$$

C'est précisément la formule que j'avais aussi proposé de substituer (1) à celle de M. Boussingault.

R.-T. MARCHAND. — Sur la couleur du sang.

Les considérations présentées par l'auteur (2) dans sa note le conduisent à rejeter l'hypothèse de M. Dumas sur la vitalité

(1) *Précis*, t. II, p. 443.

(2) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVIII, p. 273.

des globules du sang en dehors de l'organisme. Plusieurs expériences sur lesquelles se fonde le professeur de Halle ne permettent pas, selon lui, d'admettre que les globules soustraits à la circulation respirent, c'est-à-dire exhalent de l'acide carbonique sous l'influence de l'air qu'on y dirige. Le changement de couleur des globules, placés en dehors de cette influence, ne proviendrait donc pas d'une asphyxie, comme l'admet M. Dumas. Je me borne à signaler les observations de M. Marchand à l'attention des hommes compétents.

J. PELOUZE. — Dosage du cuivre.

M. Pelouze donne, dans un nouveau mémoire (1), des détails fort circonstanciés sur la méthode dont il est l'inventeur; nous en avons déjà fait connaître les principes (2).

MARGUERITTE. — Combinaisons de l'acide tungstique avec les alcalis.

Si l'on calcine le minerai de tungstène avec un carbonate alcalin en excès, on obtient une masse fondue qui, traitée par l'eau, donne une dissolution représentant un tungstate neutre [$WO^3 + M^2O = WM^2O^4$], mélangé avec l'excès du carbonate employé.

Ce produit étant décomposé par de l'acide hydrochlorique, il se précipite de l'acide tungstique hydraté qui, dans les premiers instants, ne tarde pas à disparaître par l'agitation; mais si l'on poursuit la décomposition par un excès d'acide, le précipité reparaît pour ne plus se dissoudre. C'est le moyen ordinaire qu'on emploie pour préparer l'acide tungstique.

M. Margueritte (3) a reconnu que ce dernier peut se dissoudre dans le tungstate neutre, surtout à chaud. La solution saturée dépose par la concentration une certaine quantité de l'acide qu'elle avait dissous à une température plus élevée; mais, finalement, il cristallise une combinaison sous des formes qui varient suivant sa composition. Ce sel peut de nouveau se

---

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVII, p. 39.

(2) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 153.

(3) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XVII, p. 475.

dissoudre, bouillir et cristalliser intégralement en conservant ses propriétés. On peut aussi le produire en faisant bouillir un alcali caustique avec un excès d'acide tungstique hydraté.

Pour analyser ces tungstates, M. Margueritte recommande le procédé suivant. On place dans une petite capsule de platine le sel à analyser, auquel on ajoute plusieurs fois son poids d'acide sulfurique concentré. On chauffe d'abord doucement, puis peu à peu jusqu'au rouge. Après la calcination, le résidu se compose d'un sulfate acide et d'anhydride tungstique; on le jette sur un filtre, on le lave avec de l'eau chargée de sel ammoniac qui empêche l'anhydride de s'hydrater et de traverser le filtre. Quand les dernières eaux de lavage ne précipitent plus par le chlorure de baryum, on calcine le résidu pour chasser le sel ammoniac; on ajoute quelques gouttes d'acide nitrique pour faire disparaître les légères réductions que l'anhydride tungstique aurait pu éprouver, et pour achever la combustion des dernières traces de charbon provenant du filtre.

De cette manière, on peut doser l'eau par une simple calcination, l'acide tungstique directement, et l'alcali par différence.

Suivant ce procédé d'analyse, voici les sels que M. Margueritte a obtenus; nous les écrirons, comme lui, dans la notation dualistique.

Bitungstate de soude (en cristaux lamelleux) décomposable à froid par les acides [$Na^2O(WO^3)^2$,4 1/2 H^2O].

Tritungstate d'ammoniaque (cristaux octaédriques); fond dans son eau de cristallisation et sous l'eau, comme le phosphore [N^2H^6,H^2O,(WO^3),5H^2O].

Quadrinstungtate de soude (cristallisé en tables au sein d'une liqueur acide) [Na^2O,$(WO^3)^4$,3H^2O].

Pentatungstate de potasse (cristaux prismatiques) [K^2O, $(WO^3)^5$,8H^2O].

Hexatungstate d'ammoniaque (cristaux lamelleux définis), [N^2H^8,H^2O,$(WO^3)^6$,6H^2O].

Bitungstate double d'ammoniaque et de potasse [K^2O,$(WO^3)^2$, N^2H^6,H^2O,$(WO^3)^2$,6H^2O].

Je ne puis discuter les formules précédentes (1), les résultats

---

(1) Voici toutefois comment les rapports donnés par M. Margueritte

des analyses n'étant pas rapportés dans le mémoire que j'extrais.

Les tungstates précédents sont fort stables ; les acides chlorhydrique, nitrique et sulfurique ne les décomposent pas à froid et même jusqu'à la limite de l'ébullition ; la stabilité paraît croître avec le degré d'acidité des sels. Ils ont au papier de tournesol une réaction acide fort tranchée, tandis que les tungstates neutres paraissent avoir une réaction nulle, ou même légèrement alcaline. Ils sont fort amers.

Calcinés, ils perdent leur eau de cristallisation et de constitution, en devenant jaunes et cessant d'être solubles ; ils contiennent probablement alors de l'anhydride tungstique libre. Chauffés à l'étuve jusqu'à 220°, ils abandonnent, sans devenir jaunes ni insolubles, une certaine quantité de leur eau de cristallisation, et ce n'est qu'à une température plus élevée que la combinaison se détruit et devient insoluble.

E. GOUPIL. — Acides contenus dans le tabac.

Les recherches de M. Goupil (1) confirment l'assertion de Vauquelin sur la présence, dans le tabac, du *malate* acide de chaux. Il y a même une si grande quantité de malate dans le tabac, que cette plante pourrait servir avec avantage à l'extraction de l'acide malique, si rare dans les laboratoires de chimie. On peut facilement retirer, d'un kilogramme de tabac séché à 100 degrés, de 35 à 40 grammes de malate acide d'ammoniaque.

Le tabac renferme en outre du *citrate*. L'auteur n'y a pas

---

se traduiraient dans notre notation $WO^3 + M^2O = WM^2O^4$, type tungstate bibasique. (Am signifie ammonium NH^4.)

Bitungstate de soude.	$W(NaH)O^4 + 1\ 3/4$ aq.
Tritungstate d'ammoniaque.	$W(Am_{\frac{2}{3}}H_{\frac{4}{3}})O^4 +$ aq.
Quadritungstate de soude.	$W(Na_{\frac{1}{2}}H_{\frac{3}{2}})O^4$.
Pentatungstate de potasse.	$W(K_{\frac{2}{5}}H_{\frac{8}{5}})O^4 + 4/5$ aq.
Hexatungstate d'ammoniaque. . . .	$W)Am_{\frac{1}{3}}H_{\frac{5}{3}})O^4 + 1/6$ aq.
Bitungstate de potasse et d'amm. . .	$W(K_{\frac{1}{2}}Am_{\frac{1}{2}}H)O^4 +$ aq.

On remarque dans tous ces sels que la somme des bases est égale à 2 équivalents par rapport à W et à O^4 contenus dans tout tungstate. Peut-être l'eau de cristallisation serait-elle à modifier pour quelques-uns d'entre eux. C. G.

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVII, p. 503.

trouvé d'autre sel organique (1), malgré les nombreuses expériences qu'il a faites sur le tabac de Virginie et du Lot.

S. CLOEZ. — Action de l'hydrogène phosphoré sur les corps chlorés.

L'éther acétique chloré, ou mieux l'aldéhyde chloré C^2Cl^4O, traité par l'hydrogène phosphoré PH^3, donne un produit cristallisé, une espèce d'amide de l'acide chloracétique, dans laquelle le phosphore remplace l'azote. M. Cloez (2) lui donne provisoirement le nom de *chloracéthyphide*; il présume que sa formation s'effectue d'après l'équation suivante :

$$C^2Cl^4O + PH^3 = C^2Cl^3PH^2O + HCl.$$

La même matière prend naissance quand on fait passer PH^3 dans l'éther perchloroformique; mais dans ce cas il y a dégagement de gaz chloroxycarbonique.

Cette nouvelle substance est blanche, en petites paillettes cristallines très-légères; son odeur est légèrement alliacée, sa saveur, un peu amère. L'air ne l'altère pas, mais quand on la chauffe au contact de l'air, elle se décompose en laissant un résidu charbonneux et de l'acide phosphorique; elle est insoluble dans l'eau et se dissout en petite quantité dans l'alcool, l'éther et l'esprit de bois.

M. Cloez se propose d'examiner plus amplement cette nouvelle matière.

BOUSSINGAULT. — Sur la faculté nutritive des fourrages avant et après le fanage.

Une série d'expériences entreprises par M. Boussingault, sur une génisse âgée d'environ dix mois, semble établir qu'un poids donné de fourrage sec ne nourrit pas moins le bétail que la quantité de fourrage vert qui l'a fourni (3).

---

(1) On se rappelle que, suivant les observations de M. Barral (*Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 85), le tabac renfermerait un acide bibasique particulier, l'*acide nicotique* $C^3H^4O^4$. C. G.

(2) *Ann. de Chimie et de Phys.*, t. XVII, p. 311.

(3) *Ibid.*, p. 291.



P. WALTER. — Composition de l'huile de ben.

L'huile de ben saponifiée ne donne pas d'acide gras volatil, mais quatre acides gras fixes, savoir : de l'acide stéarique, de l'acide margarique et deux acides nouveaux que M. Walter (1) baptise du nom d'acide *bénique* et d'acide *moringique*.

L'acide bénique se trouve dans l'huile de ben en très-petite quantité. Il renferme

$$C^{15}H^{30}O^{2},$$

et appartient, par conséquent, à la série homologue RO^{2} ; il s'y trouve placé entre l'acide myristique et l'acide éthalique.

Il cristallise de sa dissolution alcoolique en mamelons très-volumineux, fusibles, à 52° ou 53°.

L'éther bénique est très-soluble dans l'alcool, et se dépose, de la dissolution, en masse cristalline, sans présenter de cristaux distincts. Il fond à une température très-basse, même à la chaleur de la main. Il renferme

$$C^{17}H^{34}O^{2},$$

et constitue un isomère de l'acide margarique.

L'autre acide nouveau, que M. Walter a obtenu par la saponification de l'huile de ben, a reçu le nom d'acide moringique, du nom de la plante (*Moringa aptera*) qui fournit les semences de ben. Il est liquide, incolore ou légèrement coloré en jaune, et renferme

$$C^{15}H^{28}O^{2},$$

c'est-à-dire 2 éq. d'hydrogène de moins que l'acide bénique.

Par la composition, il paraît être un homologue de l'acide oléique ; il serait intéressant de vérifier si, comme ce dernier, il se dédouble sous l'influence de la potasse fondante, en deux acides d'une autre série homologue.

Sa densité est de 0,908° ; sa saveur est fade et prend à la gorge ; son odeur est faible. Il rougit le papier de tournesol ; il est très-soluble dans l'alcool ordinaire, même à froid. Il se solidifie à la température de la congélation de l'eau.

L'acide sulfurique concentré le décompose à chaud.

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXII, p. 1143.

M. Walter a contrôlé la composition de ce nouvel acide par l'analyse des éthers qu'il produit avec l'alcool et avec l'esprit de bois.

E.-C. NICHOLSON. — Combinaisons de l'acide phosphorique avec l'aniline.

Combinaisons de l'acide phosphorique tribasique. — 1) Quand on ajoute un excès d'aniline à une solution concentrée d'acide phosphorique ordinaire, le mélange se solidifie immédiatement et l'on obtient une masse blanche et cristalline. Après avoir exprimé et desséché le produit, on le dissout dans beaucoup d'alcool bouillant et on filtre à l'aide d'un entonnoir maintenu à chaud.

Les cristaux ainsi obtenus forment, à l'état sec, des paillettes nacrées, couleur de chair, sans odeur et d'une fort légère réaction acide au tournesol. Ils sont fort solubles dans l'éther et l'eau, peu solubles dans l'alcool froid, mais fort solubles dans l'alcool bouillant, si bien que toute la solution se prend en masse par le refroidissement.

On ne peut pas sécher ce sel à 100°, car, à cette température, il dégage de l'aniline en devenant rouge. Il fond à une douce chaleur et, à une température plus élevée, il développe de l'aniline; il renferme alors de l'acide métaphosphorique.

M. Nicholson (1) a trouvé dans ce sel :

$$[(C^{6}H^{7}N)^{2},PH^{3}O^{4}].$$

Il correspond par conséquent au phosphate d'ammoniaque neutre.

2) On obtient un sel, correspondant au phosphate d'ammoniaque acide, en ajoutant de l'acide phosphorique au sel précédent, tant qu'il précipite encore le chlorure de baryum, et évaporant au bain-marie. Au bout de quelques heures, le sel cristallise en belles aiguilles soyeuses qu'on lave à l'éther pour les dessécher ensuite sur une brique poreuse.

A l'état sec, ce sel est entièrement blanc; mais il se colore en rose au contact de l'air; il est fort soluble dans l'éther, l'alcool et l'eau; cette dernière le décompose en produisant du sel neutre.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 213.

Le sel acide renferme

$$[C^6H^7N,PH^3O^4].$$

M. Nicholson n'a pas réussi à préparer un sel trianilique ni un sel anilique dans lequel il y eût en même temps une base fixe, Na, par exemple.

Combinaisons de l'acide pyrophosphorique. — Il existe, selon l'auteur, deux combinaisons de l'acide pyrophosphorique avec l'aniline, un sel acide et un sel neutre qui se forment toujours en même temps quand on ajoute un excès d'aniline à de l'acide pyrophosphorique; le précipité est d'abord gélatineux, mais il finit par durcir entièrement.

Les combustions que M. Nicholson a faites de ce produit démontrent que ce n'était qu'un mélange; il ne réussit pas à se procurer le sel neutre à l'état de pureté, mais il obtint, dans cet état, le sel acide, par le procédé suivant. On mélange de l'aniline avec de l'acide pyrophosphorique concentré (obtenu en décomposant le pyrophosphate de plomb par l'hydrogène sulfuré), et quand le précipité s'est formé, on échauffe le mélange de manière à tout dissoudre; on y ajoute un excès d'acide et l'on concentre au bain-marie. Par le refroidissement, le liquide se prend en une masse composée de belles aiguilles blanches; on les exprime entre des doubles de papier joseph, et, après avoir lavé à l'éther, on les dessèche dans le vide.

Ce sel forme de belles aiguilles soyeuses, semblables au sulfate de quinine dit basique; il est fort acide, soluble dans l'eau, entièrement insoluble dans l'alcool et l'éther. Il rougit à l'air; sa composition se représente par

$$[(C^6H^7N)^2,P^2H^4O^7].$$

Combinaison avec l'acide métaphosphorique. — On obtient ce sel en ajoutant un grand excès d'aniline à une solution concentrée d'acide métaphosphorique (acide phosphorique entièrement vitreux), ou en mélangeant avec cet acide une solution d'aniline dans l'alcool ou l'éther. Il se produit une masse blanche et gélatineuse qu'on lave à l'éther pour enlever l'excès d'aniline. Après l'avoir exprimée, on la dessèche ensuite dans le vide.

Le sel desséché est blanc et amorphe; il rougit à l'air en devenant gluant. Il rougit le tournesol, se dissout dans l'eau et est entièrement insoluble dans l'alcool et l'éther.

La solution dissout le métaphosphate de plomb (celle du métaphosphate de soude se comporte de la même manière); le liquide rougit par l'ébullition, en même temps que l'argent se réduit en partie.

Par une ébullition prolongée, la solution du métaphosphate d'aniline passe peu à peu à l'état de phosphate ordinaire.

Le métaphosphate d'aniline renferme :

$$[C^{6}H^{7}N,PHO^{3}]$$

Il correspond par conséquent au métaphosphate de soude de M. Graham.

H. BLEIBTREU. — Recherches sur la coumarine.

Les nouvelles analyses (carbone, 73,97—73,72; hydrogène, 4,29—4,18) de M. Bleibtreu (1) confirment la formule

$$C^{9}H^{6}O^{2},$$

que j'ai proposée, dans mon livre (2), de substituer à celle de Delalande. Elles viennent aussi à l'appui de l'assertion de M. Kossmann (3), d'après laquelle cette substance se trouve dans la laine des forêts (*Asperula odorata*), et celle de M. Guillemette (4) qui l'a rencontrée dans les fleurs de mélilot (*Melilotus officinalis*). Enfin, M. Bleibtreu en a aussi constaté la présence dans l'*Anthoxanthum odoratum*. On sait que, dans toutes ces plantes, la coumarine avait d'abord été prise pour de l'acide benzoïque.

L'extraction de la coumarine par les fèves de tonka (*Dipterix odorata Willsdr.*) se fait aisément par l'alcool fort; l'extrait sirupeux qui reste, après l'éloignement de l'alcool par la distillation, se prend en une masse cristalline qu'on purifie à l'aide du charbon animal. On en sépare ainsi une huile grasse qui se trouve en grande quantité dans la fève; cette huile est incolore, sans odeur particulière, soluble dans l'éther, insoluble dans l'alcool et l'eau. Elle dissout beaucoup de coumarine.

Les métamorphoses de la coumarine, sous l'influence de la

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 177.

(2) T. II, p. 105.

(3) *Journ. de Pharm. et de Chim.*, 3e série, t. V, p. 393.

(4) *Ibid.*, 1835, p. 172.

potasse, témoignent aussi en faveur de la formule $C^9H^6O^2$. Elle se dissout aisément dans la potasse en donnant une solution jaune, d'où les acides la séparent sans altération. Elle n'est attaquée qu'autant qu'on la chauffe avec une lessive fort concentrée, à laquelle on a ajouté quelques fragments de potasse solide; sursaturée alors par de l'acide hydrochlorique, la liqueur précipite de l'*acide coumarique*. M. Bleibtreu a remarqué que cette métamorphose s'effectue *sans dégagement d'hydrogène*; il ne se développe de l'hydrogène que par une action secondaire, quand l'acide coumarique lui-même se convertit en *acide salicylique* (1).

Quand l'acide coumarique est exempt d'acide salicylique, il ne colore pas en violet les sels de fer; l'assertion de Delalande est donc à rectifier sous ce rapport.

L'acide coumarique se dissout aisément dans l'alcool et l'éther; dissous dans l'eau bouillante, il donne, par le refroidissement, des cristaux incolores et cassants. Sa réaction acide est fort prononcée; il déplace le gaz carbonique des carbonates.

Il fond à environ 190°; à une chaleur plus élevée, il se décompose en partie en donnant un sublimé cristallisé et en laissant un résidu brun.

Le sel ammoniacal de l'acide coumarique n'est pas précipité par les sels de baryte; mais il donne avec l'acétate un précipité blanc, pulvérulent et insoluble.

L'analyse de M. Bleibtreu confirme l'exactitude de la formule

$$C^9H^8O^3,$$

adoptée par Delalande pour représenter l'acide coumarique.

L'analyse du *sel d'argent*

$$C^9(H^7Ag)O^3,$$

conduit aux mêmes résultats. Ce sel est pulvérulent et d'un jaune très-clair; précipité en présence d'un excès d'ammoniaque, il est orangé et floconneux.

Voici maintenant comment se groupent les métamorphoses de la coumarine :

$$C^9H^6O^2 + H^2O = C^9H^8O^3$$

$$\underbrace{C^9H^8O^3}_{\text{ac. coumariq.}} + 3H^2O = \underbrace{C^7H^6O^3}_{\text{ac. salicyl.}} + 2CO^2 + 5H^2$$

(1) Voir mon *Précis*, t. II, p. 107.



M. Bleibtreu a, en effet, constaté la formation de *carbonate* de potasse dans la métamorphose de la coumarine en acide salicylique.

Suivant le même chimiste, la *nitro-coumarine* est

$$C^9(H^5X)O^2,$$

X étant égal à NO^2. Elle fond à 170° et se sublime sans se décomposer, à une température plus élevée, en donnant des cristaux nacrés. Elle se dissout dans les alcalis avec une couleur jaune foncé; les acides l'en précipitent sans altération. Elle n'éprouve pas d'altération quand on la fait bouillir avec une solution alcoolique de potasse.

Une solution de nitro-coumarine dans l'ammoniaque donne avec l'acétate de plomb et avec le nitrate d'argent des précipités orangés. M. Bleibtreu a trouvé dans la combinaison plombique, 62,27 pour 100 d'oxyde de plomb, et dans celle d'argent 53,97 pour 100 d'oxyde d'argent. M. Bleibtreu considère ces précipités comme des combinaisons de nitro-coumarine avec les oxydes correspondants, et se refuse à les envisager comme les sels d'un *acide nitro-coumarique*, attendu, dit-il, que les acides minéraux n'en séparent que de la nitro-coumarine. Mais je ferai remarquer qu'en adoptant l'opinion de l'auteur, il faudrait aussi rejeter l'existence des isatates, des chlorisatates, etc., car l'acide correspondant à ces sels ne s'isole pas non plus, et l'on n'obtient que de l'isatine ou de la chlorisatine en les décomposant par un acide minéral. Au reste, en écrivant les sels d'après notre notation, on remarque que l'existence, à l'état libre, des acides correspondant aux sels métalliques, n'est pas une chose nécessaire.

Nous admettrons donc les formules suivantes :

G. Coumarine		G. Coumarate, (se formant du précéd. par la fixation de H^2O)	
$C^9H^6O^2$	C. normale.	$C^9H^8O^3$	C. normal ou acide coumarique.
$C^9(H^5K)O^2$	C. potassée.	$C^9(H^7K)O^3$	C. potassique.
$C^9(H^5X)O^2$	C. nitré, ou nitrocoumarine.	»	
		»	
»		$C^9(H^5Ag^2X)O^3$	C. nitro-argentique.

La formule de la combinaison argentique exige 54,8 oxyde d'argent. Quant au sel de plomb, le précipité obtenu par M. Bleibtreu paraît être un sel surbasique $[(C^9(H^5Pb^2X)O^3)^2, Pb^2O]$; cette formule exige 63,66 oxyde de plomb.

II. KOLBE. — Formation de l'acide nitrique dans les combustions eudiométriques des gaz renfermant de l'azote.

M. Kolbe (1) a constaté qu'il se forme une quantité notable d'*acide nitrique* quand on fait détoner un mélange de gaz hydrogène et d'oxygène, en présence de l'azote. Il disparaît, dans ces expériences, une quantité d'oxygène plus forte que celle qui correspondrait à l'hydrogène brûlé, de façon que les résultats eudiométriques deviennent erronés en accusant trop d'hydrogène.

Voici d'abord des expériences que l'auteur a faites pour s'assurer que l'hydrogène et l'oxygène pur détonent bien dans les rapports adoptés par la théorie :

	I.	II.
Hydrogène employé.	29,4	63,6
Hydrogène calculé.	29,4	63,6.

Il modifia ensuite les expériences précédentes, en ajoutant au mélange détonant une petite quantité d'air atmosphérique, dont l'oxygène fut calculé à 20,9 pour 100. Or voici ce qu'il obtint :

	III.	IV.
Hydrogène employé.	104.9	108,4
Hydrogène calculé.	106,8	111,9

L'air ajouté s'élevait à environ 1/3 du volume de l'hydrogène employé. Dans ces détonations la chaleur est toujours si forte qu'il se sublime un peu de mercure sur la paroi intérieure et libre de l'eudiomètre, sous la forme d'un dépôt mince, de couleur grise ; et quand on a séché le gaz restant après la détonation du mélange, on trouve sur ce dépôt un grand nombre de petites aiguilles microscopiques que les réactifs font reconnaître pour un *protosel de mercure.*

Cependant M. Kolbe s'est assuré qu'on peut éviter cette formation de l'acide nitrique, en abaissant convenablement la température produite par la combustion du mélange ; il suffit pour cela, avant de faire détoner le gaz inflammable, de l'étendre d'une fois et même de deux ou de trois fois son volume d'air atmosphérique.

(1) *Annal. der Chemie und Pharm.*, t. LIX, p. 208.

F. ROCHLEDER.—Formation de la glycérine.

Si l'on dissout (1) l'huile de ricin dans l'alcool absolu et qu'on dirige dans la liqueur échauffée un courant de gaz hydrochlorique sec, l'huile éprouve une décomposition. En agitant le liquide avec de l'eau, dès que le gaz hydrochlorique a réagi assez longtemps, on obtient une émulsion qui se partage peu à peu en deux couches, l'une huileuse, qui surnage, l'autre aqueuse et fort acide. On décante cette dernière à l'aide d'un siphon et on l'évapore au bain-marie. Il s'en dégage d'abord de l'acide hydrochlorique, et il reste enfin une masse sirupeuse et jaunâtre qu'on traite par l'éther. Celle-ci en dissout une partie et en laisse une autre à l'état insoluble.

La partie insoluble dans l'éther est de la glycérine, celle que l'éther a dissoute renferme les éthers des acides gras de l'huile de ricin.

ED. DESAINS.—Sur la fusion du phosphore.

L'auteur (2) a déterminé le point de fusion du phosphore, sa chaleur spécifique à l'état liquide et sa chaleur latente.

Il a trouvé 44°,2 pour le point de fusion et de solidification du phosphore distillé. Deux expériences lui ont donné, en moyenne, 0,2 pour chaleur spécifique du phosphore liquide entre 26 et 50°, rapportée à celle de l'eau à la même température. M. Regnault a déjà trouvé, dans son premier mémoire sur les chaleurs spécifiques, que le nombre 0,1895 ne devait pas être beaucoup au-dessous de la véritable valeur de la chaleur spécifique du phosphore.

Pour avoir la chaleur latente du phosphore, il semble qu'il suffirait de multiplier sa chaleur spécifique par le nombre de degrés dont il s'élève en se solidifiant; cependant ce calcul exige plusieurs corrections qui sont indiquées par M. Desains. En tenant compte des différentes causes d'erreur, il a trouvé, comme moyenne de huit expériences, le nombre 5,4 pour la chaleur latente du phosphore.

---

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 260.

(2) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXIII, p. 149.

BONJEAN. — Présence du soufre sur les corps métalliques foudroyés.

Le dimanche 14 juin 1846 la foudre tomba sur l'église paroissiale de Saint-Thibaud-de-Coux, à trois lieues de Chambéry, et l'église se trouva remplie d'une épaisse fumée, accompagnée d'une forte odeur comme celle de la poudre. Le cadre doré d'un tableau de grande dimension, ornant le fond de la chapelle, était presque entièrement noirci; de même, six chandeliers dorés ont tous été noircis comme le serait du cuivre après un séjour prolongé au contact du gaz sulfhydrique.

M. Bonjean (1) se procura une certaine quantité de poudre en raclant la surface des chandeliers qui avaient été le plus fortement atteints. Le traitement par l'eau régale lui donna une solution où le nitrate de baryte occasionna un trouble blanc-opaque, insoluble dans l'acide nitrique.

LASSAIGNE. — Analyses de l'air.

Les documents relatifs à la composition de l'air se sont accrus d'un travail de M. Lassaigne (2). Ce chimiste a analysé de l'air recueilli à différentes hauteurs dans une salle close où avaient respiré un grand nombre de personnes. Ce travail est suivi de considérations sur la théorie qui a été admise pour certains appareils de ventilation.

GAULTIER DE CLAUBRY. — Dosage de l'étain.

L'auteur complète, dans une nouvelle communication à l'Académie (3), les indications relatives à sa méthode de dosage de l'étain par volumes.

PAYEN, ROCHLEDER. — Recherches sur le café.

Nous avons à rendre compte de deux travaux sur la composition du café; l'un est de M. Payen (4), l'autre a été pu-

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXIII, p. 131.
(2) *Ibid.* p. 108.
(3) *Ibid.* p. 101.
(4) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 724; XXIII, 8 et 244.

blié (1) en Allemagne par M. Rochleder, auquel on doit déjà quelques observations intéressantes sur cette graine (2).

Laissant de côté les questions économiques, développées dans le travail de M. Payen, je me bornerai à mentionner les faits qui peuvent intéresser les chimistes.

Le café vert renferme 11,58 pour 100 d'eau, et environ 2,5 pour 100 d'azote; il donne de 4,6 à 7,8 pour 100 de cendres. Par la torréfaction, il éprouve une perte de 25 pour 100; en cet état, il contient alors 2,35 eau, sensiblement la même quantité d'azote, et donne 5,3 pour 100 de cendres.

Épuisé par l'éther, le café donne une solution qui, rapprochée à sec, fournit une matière grasse, que l'on traite par l'eau bouillante. Les solutions aqueuses rapprochées donnent un résidu fauve ou brun, qui traité par l'alcool anhydre, laisse, après l'évaporation, un dépôt cristallin de caféine qu'on purifie par une nouvelle cristallisation.

M. Payen (3) indique pour ce composé une composition différente ($C^8H^{10}N^4O^{1\frac{1}{2}}$) de celle ($C^8H^{10}N^4O^2$) qui a été établie par les résultats concordants de MM. Pfaff et Liebig, Jobst, Mulder, Stenhouse. Les détails de ses analyses ne sont d'ailleurs pas indiqués.

Suivant le même auteur, la caféine se trouverait, dans le café, en combinaison avec un sel de potasse particulier, dont l'acide est appelé par lui *acide chlorogénique*. Ce composé cristallisable ou sel naturel du café devient électrique par le frottement quand il est encore chaud; quand on le chauffe à 230°, il brunit en dégageant des vapeurs de caféine.

En précipitant la solution alcoolique de ce sel par l'acétate de plomb et décomposant le produit par l'hydrogène sulfuré, on obtient une solution qui, rapidement évaporée, laisse une cristallisation confuse d'acide chlorogénique.

Cet acide, purifié par de petites quantités d'alcool anhydre,

(1) *Ann. der Chemie und Pharm.*, t. LIX, p. 300.

(2) *Ibid.*, t. L, p. 224.

(3) L'auteur dit aussi que le poids atomique de la caféine n'aurait pas encore été déterminé. Il oublie, à cet égard, le travail de M. Mulder et celui plus récent de M. Stenhouse. C. G.

cristallise difficilement. Dissous dans l'eau, il présente une réaction acide fort prononcée. Il se décompose par la distillation sèche en laissant du charbon. M. Payen lui assigne la composition $C^{14}H^{16}O^{7}$; il pense toutefois qu'il faudrait des analyses plus nombreuses pour établir définitivement cette composition.

La formule de M. Rochleder $C^{16}H^{18}O^{8}$ est peut-être plus exacte que celle de M. Payen; le chimiste allemand du moins a obtenu à la combustion un peu plus de carbone pour la même quantité d'hydrogène (carbone, 56,58 — 56,07; hydrog., 5,50 — 5,58). Les résultats de M. Payen sont : carbone, 56,0, et hydrog., 5,6. L'analyse d'un sel de baryte amorphe et terreux a donné des nombres que M. Rochleder traduit par la formule $[C^{32}H^{34}O^{16}, Ba^{2}O]$, laquelle ferait dans la notation des types $[C^{16}(H^{17}Ba)O^{8} + 1/2\, aq.]$. Je crois inutile de rapporter la composition de plusieurs sels de plomb surbasiques, analysés par le même chimiste.

Une réaction caractéristique est présentée par le sel du café au contact de l'ammoniaque. Pour la rendre évidente, il suffit de mélanger quelques gouttes d'ammoniaque avec une solution faible et presque incolore de café : à l'instant, la solution prend une teinte jaune qui passe peu à peu au vert foncé, tirant sur le bleu. Selon M. Rochleder, le sel de chaux et le sel de baryte du nouvel acide verdissent déjà à l'air pendant le lavage. Il est d'ailleurs assez difficile de préparer des sels qui ne s'altèrent pas à l'air.

Voici comment M. Payen résume la composition du café, dans l'état normal :

Cellulose	34
Eau hygroscopique	12
Substances grasses	10 à 13
Glucose, dextrine, acide végétal indéterminé	15,5
Légumine, caséine (glutine)?	10
Chloroginate de potasse et de caséine	35 à 5
Organisme azoté	3
Café libre	0,8
Huile essentielle concrète insoluble	0,001
Essence aromatique, fluide à odeur suave, et essence aromatique moins soluble, âcre	0,002
Substances minérales : potasse, chaux, magnésie, acides phosphorique, sulfurique, silicique, et traces de chlore	6,697
	100.

M. Rochleder dit que la graine, épuisée par l'éther, cède à l'eau beaucoup de légumine, un peu de sucre, une trace d'albumine, ainsi qu'une quantité assez notable du nouvel acide, combiné avec des bases.

CLERGET. — Analyse des sucres.

M. Clerget (1) a présenté à l'Académie plusieurs communications sur l'analyse des sucres et des matières sucrées, à l'aide de l'appareil de polarisation.

E. SOUBEIRAN. — Expériences sur la glucose et sur le sucre de fruits.

Les analyses que M. Soubeiran a faites du sucre de fruits séché à 100° confirment les rapports

$$C^{12}H^{24}O^{12}$$

qui se déduisaient déjà des expériences de M. Mitscherlich. Ce sucre présente des propriétés optiques particulières : il exerce son pouvoir rotatoire vers la gauche, au lieu de dévier le plan de polarisation des rayons vers la droite, comme le font le sucre de canne et le glucose; on peut l'amener à l'état solide, en l'évaporant au bain-marie, et il ne perd pas par là son pouvoir rotatoire vers la gauche.

M. Soubeiran a aussi analysé la combinaison *plombique* du glucose et du sucre de fruits : après l'avoir séchée à 100°, il y a toujours trouvé de 74 à 75 d'oxyde plombique, qu'il eût employé du glucose ou du sucre de fruits. Les résultats de M. Soubeiran se traduisent dans la notation des types, par la formule suivante :

$$C^{12}(H^{16}Pb^{8})O^{12}.$$

Le composé *calcique*, obtenu par le glucose ou le sucre de fruits, est fort difficile à dessécher; séché dans le vide, il a d'abord donné

$$C^{12}(H^{20}Ca^{4})O^{12} + 8\ aq.;$$

mais après trois mois de séjour dans le vide, il a donné

$$C^{12}(H^{20}Ca^{4})O^{12} + 4\ aq.$$

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 1138; t. XXIII, p. 256 et 513.
(2) *Journ. de Pharm. et de chimie*, 3e série, t. IX, p. 327, et t. X, p. 18.

La combinaison de glucose et de *baryte* est fort altérable. M. Soubeiran la prépare directement avec le glucose et la baryte ; il emploie un excès de sucre, précipite par l'alcool et lave promptement le précipité. Après un séjour de trois mois dans le vide, elle contenait, selon ce chimiste (1) :

$$C^{[illegible]}(H^{[illegible]}Ba^{[illegible]})O^{[illegible]} + 1\ 1/2\ aq.$$

Quant à la combinaison du glucose avec le *sel marin*, elle renferme, après dessiccation à 100°,

$$[C^{12}H^{24}O^{12},NaCl].$$

Le sel séché dans le vide renferme 1 équivalent d'eau de cristallisation.

Ces résultats viennent à l'appui des formules que MM. Erdmann et Lehmann avaient déjà proposées pour ce produit.

PRÉVOST ET MORIN. — De la nutrition dans l'œuf.

Nous signalons ce travail (2) à l'attention des physiologistes. Il donne comme résultat principal que les quantités de phosphates insolubles sont très-variables dans les œufs, et qu'il y en a proportionnellement plus dans ceux de grande taille que dans les petits. Selon les mêmes auteurs, l'organe du jaune est chargé presque exclusivement de fournir au fœtus le phosphate tricalcique nécessaire à la formation de ses os.

SELMI. — Action de la présure dans la coagulation du lait.

M. Liebig explique la coagulation du lait par la présure, en admettant que la matière azotée, à l'état de métamorphose, détermine le sucre de lait à se convertir en acide lactique, et en même temps sollicite ce dernier à s'emparer de l'alcali, qui, dans le lait, tient en dissolution la caséine ; celle-ci se séparerait alors du lait de manière à le coaguler.

Suivant les expériences de M. Selmi (1), les faits ne se passent

---

(1) Je me permettrai de faire remarquer que les résultats analytiques de M. Soubeiran iraient plutôt avec 2 éq. d'eau. C. G.

(2) *Journ. de Pharm. et de Chimie*, 3e série, t. IX, p. 249 et 321.

(3) *Ibid.*, p. 265.

pas tout à fait ainsi. D'après lui, la présure donne lieu à la coagulation du lait, non parce qu'elle produit de l'acide lactique, mais par l'effet seul de la métamorphose où elle se trouve. La caséine, en présence de ce corps en décomposition, se modifie alors et passe sous une autre forme.

DUBRUNFAUT. — Observations sur les sucres.

La note de M. Dubrunfaut est particulièrement consacrée à la description de quelques phénomènes rotatoires des sucres (1).

A. DUPASQUIER. — Purification de l'acide sulfurique.

M. Dupasquier signale, dans un mémoire (2), les inconvénients que présente l'emploi des acides sulfuriques arsénifères dans les travaux de l'industrie ou du laboratoire. Il propose le sulfure de baryum comme moyen industriel de le purifier.

Au dire du professeur Erdmann (3), ce procédé est employé depuis longtemps à la fabrique d'Ocker, dans le Harz, où il donne de l'acide sulfurique pur, malgré la forte proportion d'arsenic contenue dans les matières premières.

BARRAL. — Précipitation de l'or à l'état métallique.

L'auteur examine, dans un travail étendu (4), les conditions de la précipitation de l'or à l'état métallique sur les différents métaux usuels en couche continue et adhérente.

A. DUPASQUIER ET CHEVALLIER. — Effets des émanations phosphorées.

Des faits nombreux conduisent M. Dupasquier (5) à admettre que les émanations phosphorées, dans les fabriques de phosphore, n'exercent point sur les ouvriers les influences funestes qu'on leur avait attribuées.

---

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVIII, p. 99.
(2) *Journ. de Pharm. et de Chim.*, t. IX, p. 415.
(3) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVIII, p. 328.
(4) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVIII, p. 41.
(5) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 454

M. Chevallier (1) énonce la même opinion, la basant aussi sur un grand nombre d'observations.

BONNET. — Sur les globules du sang.

A la nombreuse liste des travaux sur le sang, il faut ajouter les nouvelles observations de M. Bonnet (2) relativement à l'action des réactifs chimiques ou des substances médicamenteuses sur les globules.

J. LEFORT. — Oxydation des substances organiques, par l'emploi de l'iode ou du brome et des alcalis caustiques.

L'auteur (3) a soumis à ces réactifs la salicine, l'amygdaline, l'huile de pommes de terre et l'esprit de bois.

La salicine a donné de l'hydrure de salicyle sans aucune trace d'acide salicylique. Avec l'amygdaline, il a obtenu de grandes quantités d'essence d'amandes amères. L'huile de pommes de terre a donné de l'acide valérianique, et l'esprit de bois a donné du bromoforme ou de l'iodoforme. M. Lefort préfère même de préparer le bromoforme en substituant à l'ancien procédé celui qui consiste à faire réagir directement le brome sur de l'esprit de bois, dans lequel on a fait dissoudre de la potasse ou de la soude.

PAYEN. — Sur la préexistence d'une huile essentielle, cause de l'odeur spéciale de la fécule.

Selon M. Payen, les fécules de diverses provenances, de la pomme de terre, des patates, du sagouier, des céréales, doivent à des essences *préexistantes* leur goût spécial, agréable ou répugnant (4).

---

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 635.
(2) *Ibid.*, p. 361.
(3) *Ibid.*, p. 229.
(4) *Ibid.*, p. 489.

FIN DU TOME DIXIÈME.

TABLE ALPHABÉTIQUE
DES AUTEURS CITÉS DANS LE TOME IX
DU
JOURNAL DE PHARMACIE.

B

C

D

E

F

G

H

K

L

M

N

O

P

R

S

T

V

W

Z

TABLE ALPHABÉTIQUE

DES MATIÈRES CONTENUES DANS LE TOME IX

DU

JOURNAL DE PHARMACIE.

A

B

C

D

E

F

G

H

I

L

M

N

O

P

Q

R

S

TABLE ALPHABÉTIQUE

DES AUTEURS CITÉS DANS LE TOME X

DU

JOURNAL DE PHARMACIE.

A

B

C

D

E

F

G

H

J

K

L

M

N

P

Q

R

S

T

U

V

W

Z

TABLE ALPHABÉTIQUE

DES MATIÈRES CONTENUES DANS LE TOME X

DU

JOURNAL DE PHARMACIE.

A

B

C

D

E

F

G

H

I

J

L

M

N

O

P

R

S

T

U

V

X

PARIS. — IMPRIMERIE DE FAIN ET THUNOT, RUE RACINE, 28, PRÈS DE L'ODÉON.

437
119
186
339
54
390
213
364
154

169
82
18

9





